

Colección Compendios Académicos

Química



Lumbreras
Editores

Asociación Fondo de Investigadores y Editores

Química



Enrique de la Cruz Sosa
Enrique Ames Ramírez
Fausto Delgadillo Baldeon
Elvis Callupe Zúñiga
Adrián Santos Churaira
Karen Benites Arellano
Jaime Huby Vela



Lumbreras
Editores

Índice

Presentación	7
Capítulo I: Materia	9
Capítulo II: El átomo	18
Capítulo III: Zona extranuclear	28
Capítulo IV: Configuración electrónica	37
Capítulo V: Tabla periódica	44
Capítulo VI: Enlace químico	61
Capítulo VII: Fuerzas intermoleculares	69
Capítulo VIII: Formulación y nomenclatura inorgánica	83
Capítulo IX: Cuantificación de las sustancias	93
Capítulo X: Estado gaseoso	101
Capítulo XI: Mezcla gaseosa	110
Capítulo XII: Reacciones químicas	117
Capítulo XIII: Estequiometría	129
Capítulo XIV: Peso equivalente	139
Capítulo XV: Sistemas dispersos: soluciones	145
Capítulo XVI: Cinética química	154
Capítulo XVII: Equilibrio químico	165
Capítulo XVIII: Ácidos y bases	175
Capítulo XIX: Electroquímica	182
Capítulo XX: Química orgánica: hidrocarburos	194

NO VENDA EL PDF , COMPARTELO

Capítulo XXI: Compuestos orgánicos oxigenados	209
Capítulo XXII: Compuestos orgánicos nitrogenados	223
Capítulo XXIII: Compuestos orgánicos aromáticos	232
Capítulo XXIV: Recursos naturales: petróleo	239
Capítulo XXV: Recursos naturales: metalurgia	247
Capítulo XXVI: Contaminación ambiental	259
Claves	269
Bibliografía	271

NO VENDA EL PDF , COMPARTELO

POSTULO A
SOY PRE
TEAM POSTULANTES

NO VENDA EL PDF , COMPARTELO

Presentación

La realidad de la educación en el Perú es hoy algo preocupante. Los distintos esfuerzos provenientes del Gobierno no se ven reflejados en avances significativos en este aspecto. Las políticas educativas nos muestran resultados negativos desde hace ya muchos años, y es poco lo que los estudios y las propuestas han logrado mejorar en las condiciones del sistema educativo; peor aún, permiten las desigualdades a nivel socioeconómico en las zonas rurales más alejadas del país; es decir, los estudiantes reciben una educación de baja calidad y en condiciones precarias.

En este contexto, los esfuerzos por aportar al desarrollo de la cultura y la educación en el país serán siempre valorados. Es así que, conscientes de esta realidad, la Asociación Fondo de Investigadores y Editores (Afined), a través de su sello Lumbreras Editores, tiene como uno de sus objetivos contribuir al desarrollo de la educación; ello se cristaliza a través del aporte de los profesores del Instituto de Ciencias y Humanidades, quienes han sistematizado los materiales de manera didáctica gracias a su amplia experiencia docente que garantizan un contenido de calidad y, sobre todo, siempre accesible a los sectores populares, sumado a la presencia de nuestro sello editorial en distintos puntos del territorio nacional.

En esta ocasión presentamos el libro *Química*, perteneciente a la Colección Compendios Académicos, publicación dirigida al estudiante preuniversitario, que constituye una herramienta útil para reforzar sus conocimientos gracias al trabajo teórico-práctico así como los problemas resueltos y propuestos mostrados por niveles, que permiten una mejor comprensión del tema. Este libro se constituye en material de consulta no solo para alumnos sino también para docentes, tanto de los últimos años del nivel escolar como preuniversitario.

Finalmente, nuestra institución reafirma su compromiso con la educación y la cultura del país, contribuyendo en la elaboración de libros de calidad, además de promover el trabajo de investigación, que nos permite acceder a una educación científica y humanista; todo ello siempre al servicio de los sectores más amplios de nuestra sociedad.

NO VENDA EL PDF , COMPARTELO



Materia

Capítulo I

OBJETIVOS

- Distinguir los tipos de materia de acuerdo a su constitución indicando ejemplos de cada tipo.
- Diferenciar un fenómeno físico de un fenómeno químico, así como también relacionarlos con las propiedades de la materia.

1. Química, ciencia central

Nos preguntamos si podemos pensar en la cirugía sin anestésicos y antisépticos, en los aviones sin aleaciones ligeras (de aluminio, magnesio o titanio) ni gasolinas especiales, en los autos sin el sistema de protección airbag o en los túneles sin necesidad de explosivos... Como se dará cuenta, hoy en día, sería muy difícil. Todo este avance científico no hubiera sido posible sin el aporte de la química; es por ello que debemos conocerla y estudiarla.

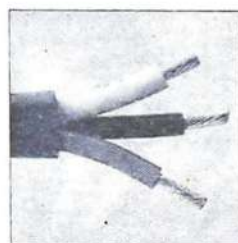
La química es una ciencia que se encarga del estudio de la naturaleza (materia), su composición (qué la compone, qué elementos presenta y en qué proporción), estructura (tipos y formas de acomodo espacial de sus átomos, moléculas o iones), propiedades (qué características tiene), así como de las transformaciones o cambios que experimenta y su relación con la energía.

2. Definición

La materia es toda realidad objetiva, es decir, todo aquello que existe independiente de nuestros sentidos y, en general, de nuestra conciencia. Hay formas de materia que en estos momentos existen; por ejemplo, otras galaxias, sin embargo, no tenemos conciencia de estas.

La materia, en general, es todo aquello que existe en el universo, ocupa un lugar en el espacio, tiene como cualidad el movimiento y está sujeta a transformación.

De las muchas formas de presentación de la materia, en química estudiaremos aquellas que poseen masa (cantidad de materia confirmada en un cuerpo) y volumen (espacio ocupado por dicha forma de materia). En las siguientes imágenes podemos observar formas de materia:



Cable eléctrico pelado
por un extremo



Suero
fisiológico



Globo con
helio

Lo más importante para el químico es conocer de qué están hechas cada una de estas materias para luego poder predecir cuáles serán sus propiedades y qué de ellas pueden servir en beneficio del hombre y, en general, de la sociedad. Por ejemplo, el cable eléctrico es útil para transportar energía eléctrica de un lugar a otro,

el suero es útil para que una vez suministrado al paciente este se nutra y así recupere energía, y el globo con helio es útil para dar alegría a un niño que lo posee.

Si para el siguiente grupo de materias: sal para cocina, aire seco, grafito, amoníaco, cemento y alcohol medicinal, nos preguntaran: ¿cuáles están constituidas de una misma clase de sustancia (tipo de materia), o cuáles se pueden separar en otras formas de sustancias? Nos damos cuenta que es necesario conocer cómo se les suele clasificar.

A continuación se clasificará a la materia sustancial (posee masa y volumen) respecto a la homogeneidad de sus componentes teniendo en cuenta el tipo de unidad estructural (tipo de átomo, molécula o unidad fórmula) que lo constituya.

3. Clasificación

3.1. SUSTANCIAS PURAS

Llamadas también sustancias químicas. Son tipos de materia homogénea constituida por una misma clase de unidad estructural.

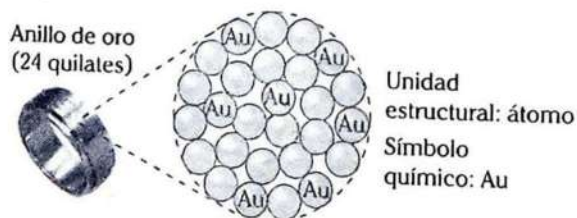
Las sustancias se caracterizan por presentar composición fija y definida; por ello se les representa por símbolos o fórmulas químicas.

3.1.1. Sustancias simples o elementos químicos

Están formadas por un solo tipo de átomos. Luego, no se pueden descomponer en otras sustancias simples.

A estas sustancias se les denominan también sustancias elementales.

Ejemplos



Tanque con oxígeno

Unidad estructural: molécula diatómica
Símbolo químico: O₂

Generalizando, los elementos tienen como unidades estructurales a los átomos o a las moléculas (unión de dos o más átomos).

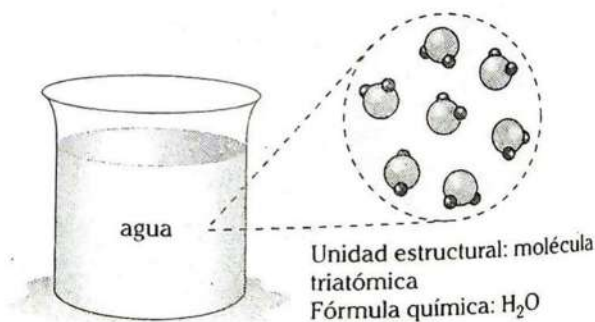
Ejemplos

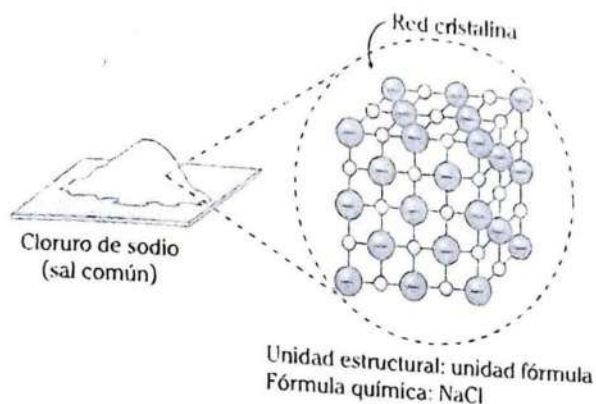
Elemento	Símbolo de su unidad estructural	Tipo de elemento (según el número de átomos de su unidad estructural)
sodio	Na	monoatómico
cloro	Cl ₂	diatómico
oxígeno (ozono)	O ₃	triatómico
azufre	S ₈	octatómico

3.1.2. Sustancias compuestas o compuestos químicos

Están formadas por átomos de distintos tipos que, a diferencia de los elementos, sí se pueden descomponer en otras sustancias puras.

Ejemplos





La fórmula, NaCl, expresa que, en su composición, la relación entre los átomos de sodio y cloro (como parte de su red cristalina) es de 1:1. Generalizando, los compuestos tienen como unidades estructurales a las moléculas o a las unidades fórmula (concepto asociado para compuestos de tipo iónico).

Ejemplos

Compuesto	Fórmula de su unidad estructural	TIPOS DE DENOMINACIÓN	
		Según el número de elementos	Según el número de átomos
cal viva	CaO	binario	diatómico
carbonato de calcio	CaCO ₃	ternario	pentatómico
urea	(NH ₂) ₂ CO	cuaternario	octatómico

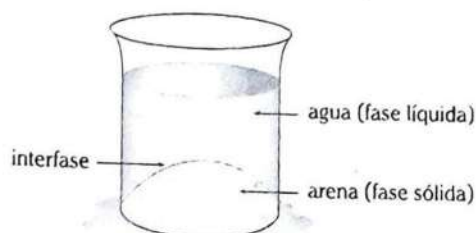
3.2. MEZCLAS

Son uniones físicas de dos o más sustancias puras que, presentes en cualquier proporción, conservan sus propiedades, lo que facilita su separación mediante procesos físicos o químicos. Según el grado de dispersión (homogeneidad) de sus componentes, se clasifican de la siguiente manera.

3.2.1. Mezclas heterogéneas

Son aquellas que presentan dos o más fases (porción de materia homogénea con propiedades específicas); es decir, sus componentes pueden ser observables a simple vista o con ayuda de lupas o microscopios.

Por ejemplo, cuando juntamos agua con arena, la arena se sedimenta hacia abajo y se separa.



Otros ejemplos de mezclas heterogéneas: agua con cocoa, sangre, jugos, néctares, leche de magnesia, humo, agua turbia, mylanta, granito, y otras.

3.2.2. Mezclas homogéneas

Son aquellas que presentan una sola fase. Sus componentes no se pueden distinguir a simple vista ni con microscopio. Por ejemplo, en el agua azucarada, la sacarosa se disuelve (se divide) hasta convertirse en moléculas cuyo conjunto formará parte de la fase líquida.



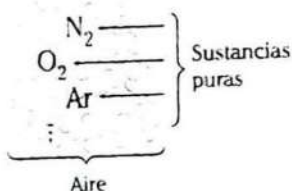
Son llamadas también soluciones. Pueden encontrarse en estado sólido, como los latones (conjunto de átomos de cobre y cinc), líquido,

como el vinagre blanco (conjunto de moléculas de CH_3COOH en agua), o gaseoso, como el aire puro (mezcla de moléculas de N_2 , O_2 y Ar, principalmente).

Otros ejemplos de mezclas homogéneas son el acero al carbono, aguardiente, gas doméstico, suero fisiológico, entre otros.

¿Las mezclas pueden ser representadas por una fórmula química?

No. Si bien estas pueden presentar sustancias puras las cuales si presentan fórmula, el conjunto (mezcla) no lo tiene. Por ejemplo, el aire es una mezcla homogénea de nitrógeno, oxígeno, argón, entre otros gases.



¿SABÍA QUE...?

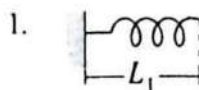
A veces decimos combinar o mezclar de manera indistinta. Lo adecuado es utilizar combinar cuando entre las sustancias participantes se lleva a cabo una reacción química, es decir, un fenómeno químico.

4. Fenómenos físicos y fenómenos químicos

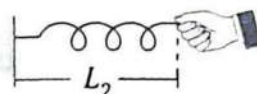
Un fenómeno natural es todo cambio o transformación que experimenta la materia y puede lograr que esta modifique su estructura interna (ordenamiento espacial de sus unidades estructurales) o su composición química (elementos, compuestos que la constituyen y su porcentaje de participación).

4.1. FENÓMENOS FÍSICOS

Analicemos los siguientes ejemplos:

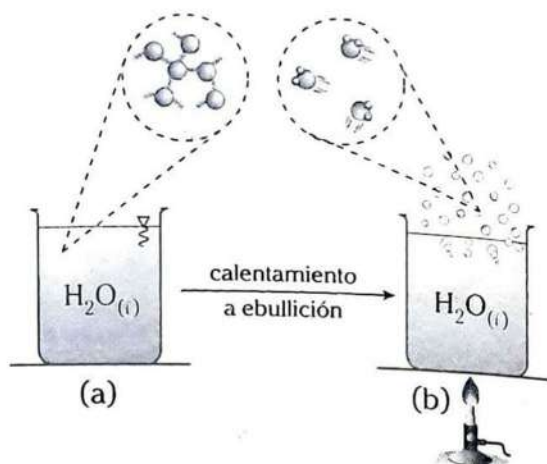


El resorte de acero (mezcla de carbono, hierro y otros elementos) en situación inicial.



- Al ser estirado cambia su longitud.
- Dicho cambio no altera la composición del acero.

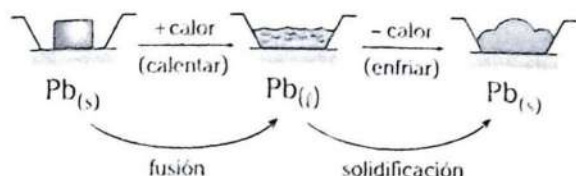
2.



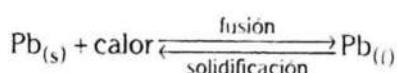
- Al inicio (a), las moléculas de agua, en estado líquido, se encuentran unidas entre sí así como adheridas a la superficie interna del vaso.
- Al ir calentando (b), el calor suministrado (por el mechero en combustión) logra vencer las fuerzas que mantienen unidas a las moléculas y con ello que el agua pase al estado gaseoso.
- Tanto en el estado líquido como en el gaseoso, la composición y la estructura molecular del agua no se alteran.

Estos dos ejemplos son tipos de **fenómenos físicos**; es decir, cambios que no implican

modificación de la composición. Estos cambios pueden ser reversibles. Por ejemplo, calentando y luego enfriando un bloque de plomo, tenemos



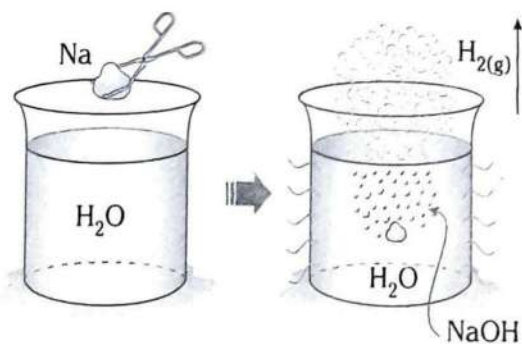
Dichos cambios se pueden representar así:



Otros ejemplos de fenómenos físicos son la trituración de minerales, los cambios de estado (fusión, solidificación, sublimación, deposición, vaporización y condensación), la disolución de azúcar en agua, entre otros.

4.2. FENÓMENOS QUÍMICOS

Analicemos el siguiente ejemplo:



- Al inicio se tiene un trocito de sodio que se dejará caer en agua.
- Al hacer contacto ambas sustancias, se observa desprendimiento de un gas y también de energía.
- El gas liberado resulta ser hidrógeno, y si se prueba un poquito del líquido formado, se comprobará que el sabor ha cambiado. ¿Por qué ocurre ello? Lo que pasa

es que la materia inicial, Na, se ha transformado en otra sustancia, NaOH, mientras que el H_2O en H_2 .

Este ejemplo corresponde a un **fenómeno químico**.

En un fenómeno químico, generalmente, hay cambio en la composición (se forman otras sustancias) y también en la estructura. En sistemas abiertos, estos cambios resultan ser irreversibles; es decir, las sustancias iniciales no son recuperadas

Otros ejemplos de fenómenos químicos son la fotosíntesis, las oxidaciones del clavo, la manzana y el papel; la neutralización del ácido clorhídrico; la descomposición de la carne; entre otros.

5. Propiedades

¿Por qué el resorte estirado retorna finalmente a su longitud inicial, o por qué el cobre conduce la corriente eléctrica y no los plásticos?

Como se dará cuenta, la respuesta a cada interrogante tiene que ver con las propiedades de cada material.

Una propiedad es una cualidad o característica del material que le permite diferenciarse de los demás; por ejemplo, los metales conducen la corriente eléctrica a diferencia de los polímeros (plásticos), esto permite que se puedan clasificar en aquellos que tienen estas características y los que no. También la propiedad permite que entre los materiales se establezca semejanza, así tenemos el caso de los sólidos que son solubles en agua de los que no los son.

IMPORTANTE

Debemos conocer las propiedades de los materiales. De esta manera podríamos, por ejemplo, plantear un método para poder separar las mezclas.

Aplicación

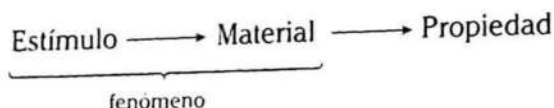
¿Cómo podría separar la mezcla de azufre en polvo y limaduras de hierro?

Resolución

Quizás sea obvia la respuesta, pero aquí debemos hacer uso de las propiedades de cada sustancia.

Como el hierro posee la propiedad magnética llamada ferromagnetismo, lo separaría del azufre utilizando un imán.

Para comprobar qué propiedad tiene un material, por lo general, es necesario primero someter a este a la acción de un estímulo, es decir, realizar un fenómeno.



Por ejemplo, si estiramos (estímulo = esfuerzo aplicado) una liga, comprobaremos que luego de un cierto tiempo, esta retorna a su tamaño original; no quedó deformada porque tiene elasticidad.

NOTA

Las propiedades dependen de varios factores tales como composición, estructura, tipo de enlace, tipo de alteración que se le pueda hacer a un material; por ejemplo, calentarlo, doblarlo, calentarlo y luego enfriarlo, entre otros.

A veces se suele agrupar a las propiedades según estas sean comunes a todos los materiales, o particulares para un grupo de ellas.

5.1. PROPIEDADES GENERALES

Son propias de todo material.

- Inercia
- Extensión
- Divisibilidad
- Indestructibilidad
- Porosidad

5.2. PROPIEDADES PARTICULARES

Son específicas de cada sustancia. Estas permiten diferenciar a un material de otro. Se les agrupa según el tipo de fenómeno (físico o químico) al cual fueron sometidas.

- Propiedades físicas:** color, densidad, dureza, olor, temperatura de ebullición, y otros.
- Propiedades químicas:** inflamabilidad, oxidabilidad, acidez, y otros.

Recuerde que una propiedad se puede medir o cuantificar, es por ello que hay otra forma de clasificar las propiedades de la materia; por ejemplo, de acuerdo a la dependencia de la cantidad de sustancia presente.

- Propiedades intensivas.** Son aquellas cuya medida no depende de la cantidad de materia presente o del tamaño del cuerpo; dicho valor no cambia si subdividimos al material. Es por ello que estas propiedades no son aditivas. Ejemplos: color, maleabilidad, ductibilidad, dureza, punto de ebullición o temperatura de ebullición, y otros.
- Propiedades extensivas.** Son aquellas cuya medida de la propiedad depende de la cantidad de materia o del tamaño (extensión) del cuerpo; a mayor tamaño, mayor valor de la propiedad. Es por ello que estas propiedades sí son aditivas. Ejemplos: volumen, peso, cantidad de calor, área, inercia, y otros.

Problema N.º 1

Establezca la correspondencia materia y tipo de materia

- | | |
|---------------------|------------------------|
| a. Cloruro de sodio | I. Elemento |
| b. Silicio | II. Compuesto |
| c. Sacarosa | III. Mezcla homogénea |
| d. Gasolina | IV. Mezcla heterogénea |

Resolución

Si analizamos cada tipo de materia, tenemos lo siguiente:

- Cloruro de sodio**
Fórmula: NaCl. Es un **compuesto** químico binario.
- Silicio**
Símbolo químico: Si. Es un **elemento** químico.
- Sacarosa**
Fórmula: $C_{12}H_{22}O_{11}$. Es un **compuesto** químico ternario.
- Gasolina**
Fórmula: No tiene. Es una **mezcla homogénea** líquida de varios hidrocarburos.

Problema N.º 2

Complete con una de las palabras que se indican para la siguiente proposición:

En la transformación $H_2O_{(l)} \rightarrow H_2O_{(s)}$

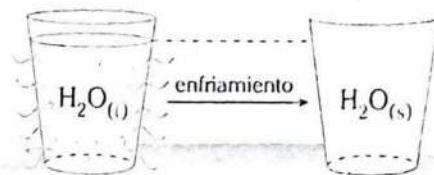
hay _____ de calor e (y)
(desprendimiento/absorción)

_____ de volumen.
(incremento/disminución)

Resolución

El $H_2O_{(l)}$ conforme se va solidificando libera parte de su energía (se enfría); es decir, hay desprendimiento de calor. Como el hielo, $H_2O_{(s)}$, flota en su líquido, $H_2O_{(l)}$, por ser menos den-

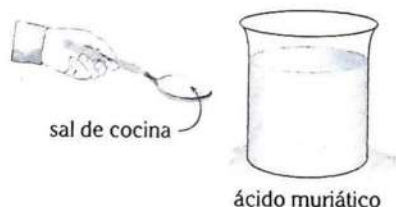
so, entonces cuando el agua pasa a ser hielo, su volumen debe aumentar para que así pueda disminuir su densidad.



Por lo tanto, el agua al solidificarse desprende energía calórica e incrementa su volumen.

Problema N.º 3

¿Las siguientes muestras materiales son sustancias puras o son mezclas?

**Resolución**

Por lo general, hay confusión. Por ejemplo, a veces decimos que el cloruro de sodio, NaCl, es la sal de cocina, y el cloruro de hidrógeno, HCl, el ácido muriático. En realidad, cada una de estas muestras son mezclas, pues están constituidas de otras sustancias componentes.

Veamos

- **Sal de cocina:** sólido constituido por NaCl (componente principal y más abundante), $MgCl_2$, $CaCO_3$, $Al(OH)_3$, NaI, entre otros.
- **Ácido muriático:** líquido constituido por HCl (componente principal) disuelto en agua, H_2O ; junto con $FeCl_3$, principalmente.

NIVEL BÁSICO

1. Sobre el concepto de materia, indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda.

- I. Su existencia está sujeta a la presencia del hombre.
- II. Está constituida por mezclas y estas, a su vez, por sustancias puras.
- III. El dolor y la sinceridad son ejemplos de mezclas homogéneas.

- A) FVF B) FFF C) FFV
D) VVF E) FVV

2. Indique la secuencia correcta de verdadero (V) o falso (F) respecto a las sustancias puras.

- I. Son materiales homogéneos.
- II. Tienen como unidad estructural a la molécula, exclusivamente.
- III. Se representan mediante símbolos o fórmulas.

- A) VVF B) VFV C) VVV
D) FFF E) FFV

3. Marque la alternativa incorrecta.

- A) H_2SO_4 : compuesto ternario
- B) S_8 : sustancia simple
- C) NaCl : compuesto binario
- D) HNO_3 : compuesto pentatómico
- E) O_3 : compuesto triatómico

4. Indique verdadero (V) o falso (F) respecto a las siguientes proposiciones.

- I. Los componentes de una mezcla homogénea no se pueden separar.
- II. La composición química de una mezcla heterogénea es constante y definida.
- III. Una mezcla implica interacción química entre sus componentes.

- A) FVV B) FFF C) VFF
D) VVF E) FFV

5. ¿Cuáles de los siguientes materiales son sustancias químicas?

- I. Hielo seco: CO_2
- II. Ácido muriático: $\text{HCl} + \text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- III. Butano: C_4H_{10}
- IV. Gas doméstico: $\text{C}_3\text{H}_8 + \text{C}_4\text{H}_{10} + \text{R-SH}$
- V. Agua mineral: $\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{CO}_3$
- VI. Ozono: O_3

- A) I, III y VI B) I, II y III C) II, II y IV
D) I, III, IV y VI E) II, IV y VI

6. Señale las proposiciones incorrectas.

- I. En los fenómenos químicos, la materia experimenta cambios que modifican la composición química.
- II. En los fenómenos físicos, la materia solo experimenta cambios de estado de agregación molecular.
- III. La destilación, la formación de herrumbre y la deposición son fenómenos físicos.

- A) II y III B) solo III C) I y III
D) solo I E) todas

7. El magnesio (Mg) presenta las siguientes propiedades:

- Densidad: $1,73 \text{ g/cm}^3$
- Color: blanco plateado
- Punto de fusión: 650°C
- Reactividad con cloro gaseoso: alta

De estas propiedades, ¿cuántas son físicas?

- A) 2 B) 4 C) 3
D) ninguna E) 1

8. Respecto a las propiedades de oxidabilidad, temperatura de ebullición, densidad, inercia, ductilidad, dureza y basicidad, ¿cuántas son físicas e intensivas a la vez?

- A) 3 B) 4 C) 6
D) 7 E) 5

NIVEL INTERMEDIO

9. Indique verdadero (V) o falso (F) respecto a las siguientes proposiciones.

- I. En una mezcla de dos o más sustancias, ninguna de ellas pierde su identidad.
- II. El ozono es una mezcla homogénea de átomos y moléculas de oxígeno.
- III. La ecuación $(A + B \rightarrow A + B)$ expresa a una mezcla de A y B.

- A) FFF B) VFV C) VVV
D) FFV E) FVF

10. Se tienen las siguientes muestras:

- Gas natural
- Losetas de granito
- Aguardiente
- Formol
- Oro de 24 quilates

¿Cuántas son mezclas homogéneas y heterogéneas, respectivamente?

- A) 4 y 1 B) 2 y 3 C) 3 y 2
D) 3 y 1 E) 2 y 2

11. Indique la alternativa incorrecta respecto a las siguientes proposiciones.

- A) El hierro y el carbono forman parte del acero.
- B) El vinagre es una mezcla heterogénea de agua y ácido acético.
- C) La sangre es una mezcla heterogénea.
- D) Las mezclas gaseosas son homogéneas.
- E) Durante la condensación y licuación, la materia gaseosa pasa al estado líquido.

12. El etanol (C_2H_5OH) presente en las bebidas alcohólicas tiene las siguientes propiedades:

- Combustiona liberando CO_2 y H_2O .
- Color: incoloro
- Volatilidad: regular
- Se oxida a acetaldehído (CH_3CHO).
- Miscibilidad en agua: alta

¿Cuántas son propiedades físicas?

- A) 3 B) 5 C) 2
D) 4 E) 1

13. En el siguiente proceso, cada esferita simboliza a un tipo de átomo.



Indique la o las proposiciones incorrectas.

- I. El proceso es químico.
- II. Al inicio y al final se tienen dos compuestos.
- III. Las cantidades de átomos antes y después se mantienen constantes.

- A) I B) II y III C) III
D) II E) I y II

14. Cuando una persona sale a trotar para ejercitarse o bajar de peso, ocurren los siguientes fenómenos:

- I. El oxígeno llega a la sangre para ser transportado por la hemoglobina.
- II. Se expulsa agua y sales con el sudor.
- III. Se queman grasas del cuerpo.

¿Cuáles son químicos?

- A) solo III B) solo II C) I y III
D) todos E) II y III

15. Indique verdadero (V) o falso (F) según las siguientes proposiciones.

- I. La evaporación de una mezcla líquida implica una destilación.
- II. Los sólidos denominados aleaciones, por lo general, son soluciones.
- III. El oro coloidal (oro en cuarzo) es una mezcla homogénea.

- A) VVF B) FFV C) VVV
D) FFF E) FVF

El átomo

Capítulo II

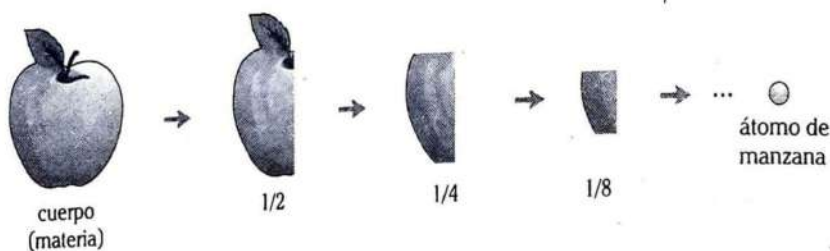
OBJETIVO

- Diferenciar las partículas que forman el átomo, relacionándolas con la identidad y propiedades de los elementos.

La química estudia los cuerpos materiales, los cuales están formados por átomos.

En el siglo v a.n.e., los filósofos griegos Leucipo y Demócrito emplearon por primera vez el término átomo para indicar que este era lo más pequeño y que no podría ser dividido en otro cuerpo más pequeño. Pensaban que dividiendo a un cuerpo material, cada vez más pequeño, se tendría que llegar a un límite, el cual precisamente lo llamaron **átomo**.

El siguiente esquema ilustra tal planteamiento (idea):



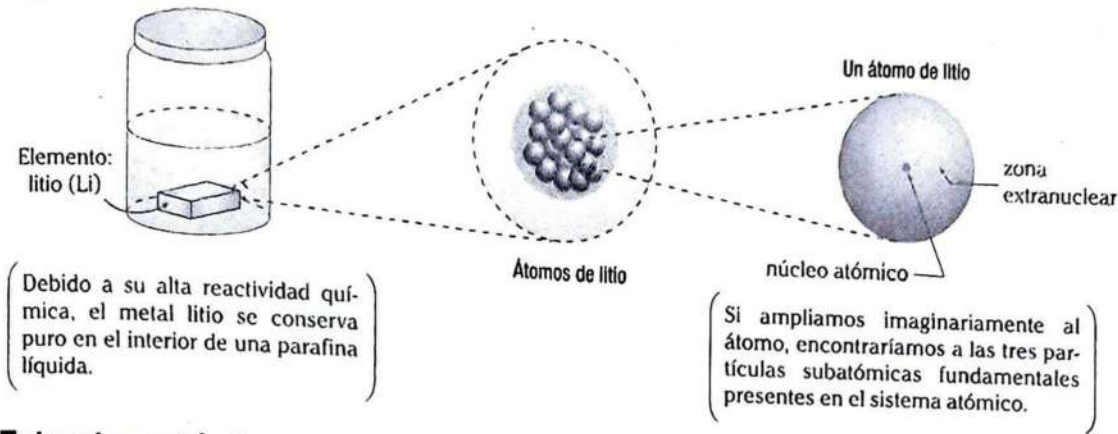
Históricamente, el concepto de átomo fue retomado por el inglés John Dalton, quien inició el estudio científico de este y que más adelante gracias al aporte de otros científicos, tales como J. Thompson, E. Rutherford, N. Bohr y muchos más, se ha demostrado al mundo que **el átomo sí es divisible**.

1. Definición

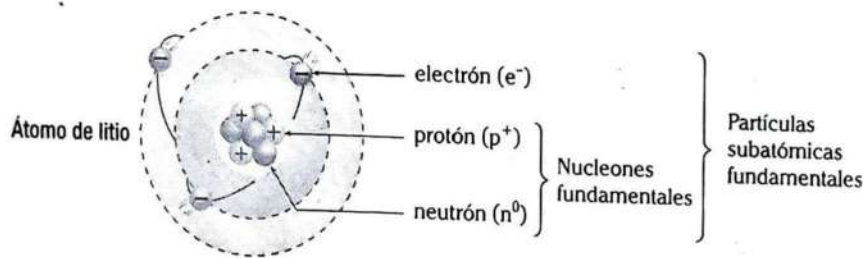
Es la partícula más pequeña que forma parte de un elemento químico, y se caracteriza por conservar la identidad y propiedades químicas de este.

Si al átomo lo dividiéramos, encontraríamos, por ejemplo, protones y neutrones. Cada una de estas partículas subatómicas, por ejemplo los protones, **son idénticas para cualquier tipo de átomo**. Entonces, ¿qué es lo que diferencia a un átomo de otro? Es precisamente la cantidad de estas. Podemos decir que los átomos de un elemento tienen una cantidad de protones diferente a los átomos de otro elemento.

Veamos



2. Estructura atómica



¿Las partículas subatómicas fundamentales (p^+ , n^0 y e^-) son las únicas que forman parte de todo átomo?

El protón, neutrón y electrón no son las únicas partículas en el núcleo, pues experimentalmente se ha comprobado la existencia de cerca de 200 tipos de partículas presentes en el núcleo, tales como mesones, muones, hiperones, quarks...

Como se dará cuenta, el mundo de lo diminuto pareciera no tener límites, ello reafirma entonces la divisibilidad de la materia.

De las tres partículas subatómicas fundamentales, ¿es el electrón el único que tiene movimiento?

No, en realidad todas las partículas subatómicas tienen movimiento. El movimiento del electrón es de traslación (alrededor del núcleo), pero también tiene movimiento de rotación. En el núcleo, cada partícula puede realizar distintos movimientos, rotar, trasladarse, vibrar, etc., pero siempre en ese ínfimo espacio.

¿Qué características principales tiene cada partícula subatómica fundamental?

Partícula	Masa	CANTIDAD DE CARGA ELÉCTRICA	
		Absoluta	Relativa
e^-	$9,11 \times 10^{-28} \text{ g}$	$-1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$	-1
p^+	$1,672 \times 10^{-24} \text{ g}$	$+1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$	+1
n^0	$1,675 \times 10^{-24} \text{ g}$	0	0

donde C (coulomb) es una unidad que expresa la cantidad de carga eléctrica.

¿Qué se puede deducir?

- La masa ($n^0 > p^+ \gg e^-$) del electrón resulta insignificante al comparársele con la del p^+ y n^0 . Como el núcleo contiene a estas partículas más pesadas, se puede plantear lo siguiente:

masa (núcleo) $\approx 99,99\%$ masa (átomo)
es decir, el núcleo define la masa atómica.

- La carga positiva del núcleo se debe al total de protones que este tiene. Por ejemplo, para el átomo de litio ($\# p^+ = 3$)

$$1p^+ \xrightarrow{\text{tiene}} +1 \text{ (carga relativa)}$$

$$3p^+ \xrightarrow{\text{tendrá}} +3$$

Por lo tanto, la carga nuclear relativa del litio es +3.

- De manera similar, se deduce que la carga relativa de la zona extranuclear es -3. Luego tenemos

$$\left. \begin{array}{l} \text{carga zona} \\ \text{extranuclear} \\ -3 \\ \text{carga nuclear} \\ +3 \end{array} \right\} \left(\begin{array}{l} \text{carga} \\ \text{relativa} \\ \text{del átomo} \end{array} \right) = +3 - 3 = 0$$

Se deduce entonces, si $\# p^+ = \# e^-$, el átomo es eléctricamente neutro.

3. Número atómico (Z) y número de masa (A)

Quizás alguna vez ha visto las siguientes representaciones: $^{12}_6\text{C}$, $^{14}_7\text{N}$, $^{31}_{15}\text{P}$, etc., y se haya preguntado sobre el significado de dichos números. A continuación se da la explicación.

3.1. NÚMERO ATÓMICO (Z)

- Llamado también carga nuclear.
- Representa el total de protones que tiene el núcleo de un átomo.

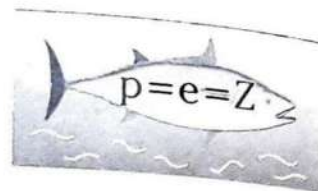
$$Z = \# p^+$$

Para las representaciones anteriores

$Z \rightarrow {}^6_6\text{C} \quad {}^7_7\text{N} \quad {}^{15}_{15}\text{P}$, cada número es su Z.

Entonces, si $Z(\text{C}) = 6$, cada núcleo de los átomos del carbono tienen seis protones.

Para un átomo eléctricamente neutro, acuérdesse del...

**Aplicación 1**

¿Cuánta será la carga nuclear relativa de los átomos del ${}^7_7\text{N}$?

Resolución

Como $Z(\text{N}) = 7$ y, además, el átomo es eléctricamente neutro $p^+ = e^- = Z$

$$\rightarrow \# p^+ = 7$$

Por lo tanto, la carga nuclear relativa es +7.

NOTA

- El Z determina la identidad del átomo; es decir, todos los átomos que pertenecen al mismo elemento tienen el mismo valor de Z.
- En la tabla periódica, los elementos químicos están ordenados en función del Z.

3.2. NÚMERO DE MASA (A)

- Llamado también número másico.
- Representa el total de nucleones fundamentales presentes en un átomo; es decir, el total de protones y neutrones.

$$A = \#p^+ + \#n^0$$

$$\text{o } A = Z + \#n^0$$

de donde se deduce que $\#n^0 = A - Z$

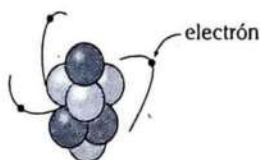
Para las representaciones anteriores

$A \rightarrow {}^{12}\text{C} \quad {}^{14}\text{N} \quad {}^{31}\text{P}$, cada número es su A.

Entonces, si $A(\text{C}) = 12$, cada núcleo de los átomos de carbono tiene doce nucleones fundamentales.

Aplicación 2

Si el siguiente gráfico representa a un átomo en donde $\bullet$ es un protón y $\circ$ un neutrón, determine el valor de Z y A.



Resolución

Del gráfico se deduce que para el átomo E su $\#p^+ = 3$; $\#n^0 = 4$ y el $\#e^- = 3$

$$\rightarrow \left. \begin{array}{l} Z(E) = 3 \\ A(E) = 7 \end{array} \right\} {}^7_3\text{E}$$

Además dicho átomo es eléctricamente neutro.

NOTA

Llamamos núclido a la representación simbólica de un átomo neutro, que para un átomo E sería ${}^A_Z\text{E}$ o $\text{E}-A$ ($Z=x$), donde $x=Z(E)$.

Así, por ejemplo, para un átomo de flúor será ${}^{19}_9\text{F}$ o $\text{F}-19$ ($Z=9$)

... ¿Y si no son eléctricamente neutros?

En este caso estudiaremos a los **iones**.

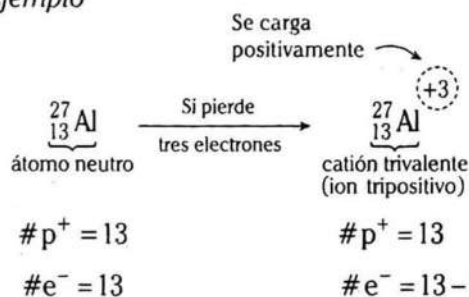
4. ¿Qué es un ion?

Es todo átomo que está eléctricamente cargado; es decir, tiene carga positiva o negativa debido a la pérdida o ganancia de electrones, respectivamente.

4.1. CATIÓN

Átomo positivo debido a la pérdida de uno o más electrones, o aquel átomo que es el resultado de la **oxidación**.

Ejemplo



El que se oxidó es el ${}^{27}_{13}\text{Al}$ y el resultado de dicha oxidación es el ${}^{27}_{13}\text{Al}^{+3}$.

¿Por qué cuando el átomo pierde electrones se carga positivamente?

Para ello analicemos al átomo de aluminio cuando haya perdido tres electrones.

$$\#p^+ = 13 \rightarrow \text{carga nuclear relativa} = +13$$

$$\#e^- = 10 \rightarrow \text{carga zona extranuclear} = -10$$

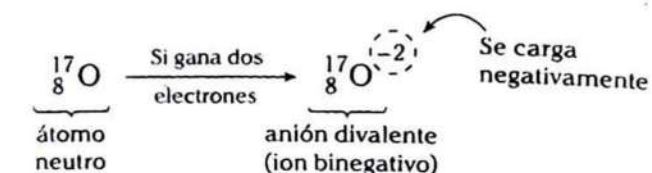
$$\therefore \text{carga neta del átomo} = +3$$

Algo similar ocurre cuando el átomo gana electrones.

4.2. ANIÓN

Átomo negativo debido a la ganancia de uno o más electrones, o aquel átomo que es el resultado de la **reducción**.

Ejemplo



$$\begin{array}{lcl} \#p^{+} = 8 & \text{————} & \#p^{+} = 8 \\ \#e^{-} = 8 & \text{————} & \#e^{-} = 8 + 2 = 10 \end{array}$$

El que se reduce (gana e^{-}) es el ${}_{8}^{17}\text{O}$ y el resultado de dicha reducción es el ${}_{8}^{17}\text{O}^{-2}$.

Aplicación 3

Complete la siguiente tabla.

	Especie	#p ⁺	#e ⁻	#n ⁰	Denominación
a)	${}_{11}^{23}\text{Na}^{+1}$				
b)	${}_{38}^{90}\text{Sr}$		38	52	
c)	${}_{15}^{30}\text{P}^{-3}$			16	anión trivalente

Resolución

a. Completamos lo que se solicita

$$\left. \begin{array}{l} {}_{11}^{23}\text{Na}^{+1} \\ \#p^{+} = 11 \\ \#e^{-} = 11 - 1 = 10 \text{ (al ser positivo pierde electrón)} \\ \#n^{0} = 23 - 11 = 12 \end{array} \right\} \text{Denominación: catión monovalente o ion monopositivo}$$

b. Analizando los datos del estroncio, tenemos

$$A = 90; \#e^{-} = 38 \wedge \#n^{0} = 52$$

Como

$$A = \#p^{+} + \#n^{0}$$

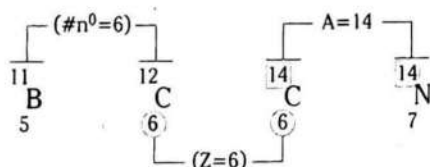
$$90 = \#p^{+} + 52 \rightarrow \#p^{+} = 38$$

Denominación: como este número coincide con el $\#e^{-}$, entonces el átomo será eléctricamente neutro.

c. Analizando los datos del fósforo tenemos

- Denominación: anión trivalente
 - $Z = 15$
 - $\#n^0 = 16$
- $\left. \begin{array}{l} A = Z + \#n^0 \\ A = 15 + 16 = 31 \end{array} \right\} \begin{array}{l} \#p^+ = 15 \\ \#e^- = 15 + 3 = 18 \end{array}$
- $^{31}_{15}\text{P}^{-3}$

Finalmente, es importante saber que no todos los átomos que pertenecen a un mismo elemento son iguales, se pueden diferenciar, por ejemplo, en la cantidad de neutrones; sin embargo, hay átomos que perteneciendo a diferentes elementos coincidan en tener igual cantidad de n^0 , p^+ o e^- . Veamos a continuación la siguiente serie de núclidos:



Generalizando, tenemos

	Isótopos	Isóbaros	Isótonos
Igual número de...	protones	masa	neutrones
¿Pertenecen a átomos del mismo o diferentes elementos?	mismo	diferentes	diferentes
Ejemplos	$^{12}_6\text{C}$ y $^{14}_6\text{C}$	$^{14}_6\text{C}$ y $^{14}_7\text{N}$	$^{11}_5\text{B}$ y $^{12}_6\text{C}$

NOTA

- A los isótopos se les denomina también hálidos.
- Como los isótopos tienen igual Z o igual $\#p^+$, se ubican en el mismo lugar dentro de la tabla periódica.
- Hay isótopos naturales como artificiales (obtenidos por bombardeo nuclear).
- Dentro de los isótopos naturales, hay algunos que con el paso del tiempo se desintegran; a estos se les denomina radioisótopos, tal como lo es el C^{14} .
- Las propiedades químicas de los isótopos son similares; es por ello, por ejemplo, que los isótopos del hidrógeno, ^1H (protio), ^2H (deuterio) y ^3H (tritio), pueden combinarse con el oxígeno y formar agua, cada una de la cual difiere en sus propiedades físicas.
- Los isóbaros e isótonos al pertenecer a diferentes elementos tienen todas sus propiedades, físicas o químicas, también diferentes.

Problema N.º 1

Señale la proposición incorrecta.

- I. El protón y el electrón tienen la misma carga eléctrica neta.
- II. El neutrón tiene mayor masa que el protón.
- III. Un protón del átomo de oro es más pesado que el protón del átomo de hidrógeno.
- IV. Los protones y neutrones se denominan nucleones fundamentales.
- V. Cada elemento químico tiene un número atómico definido.

Resolución

- I. **Correcta**
Se cumple $|Q_{\text{protón}}| = |Q_{\text{electrón}}|$, donde Q es la cantidad de carga eléctrica.
- II. **Correcta**
Se cumple $m_{n^0} > m_{p^+} \gg m_{e^-}$.
- III. **Incorrecta**
Las partículas subatómicas son idénticas para todo tipo de átomo.
- IV. **Correcta**
A las partículas presentes en el núcleo se les denominan nucleones; entre ellos, a los protones y neutrones se les denominan nucleones fundamentales.
- V. **Correcta**
La identidad de un elemento químico está definida por la cantidad de protones, es decir, su número atómico.

Problema N.º 2

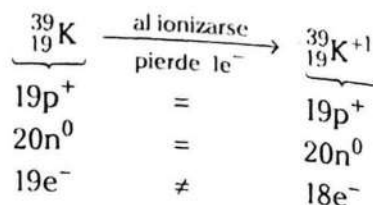
El átomo de potasio (K) tiene 19 protones y 20 neutrones. Cuando se ioniza K^+ , sucede que

- I. gana un electrón y sus protones no varían.
- II. pierde un electrón y sus protones no varían.
- III. pierde un neutrón y un electrón.
- IV. pierde un electrón y aumentan sus protones a 20.
- V. pierde un protón y sus electrones no varían.

Resolución

$$Z = \#p^+ = 19 \quad \left\{ \begin{array}{l} A = \#p^+ + \#n^0 = 39 \\ \text{y como } \#n^0 = 20 \end{array} \right.$$

Representamos su ionización.

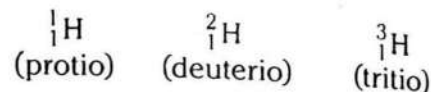


Al formarse el ion de potasio, la cantidad de electrones disminuye en uno; mientras que la cantidad de protones no varía.

Por lo tanto, la proposición II es la respuesta.

Problema N.º 3

Analizando una muestra de hidrógeno se hallaron tres isótopos:



Respecto a ellos, indique la proposición correcta.

- I. El isótopo de mayor cantidad de partículas subatómicas fundamentales es el deuterio.
- II. El protio posee un electrón, un protón y un neutrón.
- III. El isótopo tritio es el más liviano.
- IV. El protio no posee neutrones.
- V. Los tres isótopos se ubican en diferentes lugares dentro de la tabla periódica.

Resolución

Conociendo el número de partículas subatómicas de cada isótopo, tenemos lo siguiente:

Isótopos	${}^1_1\text{H}$	${}^2_1\text{H}$	${}^3_1\text{H}$
# protones	1	1	1
# neutrones	0	1	2
# electrones	1	1	1
# total part. fund.	2	3	4

Analizamos cada alternativa.

I. **Incorrecta**

Es el tritio.

II. **Incorrecta**

No tiene neutrones.

III. **Incorrecta**

El más liviano es el protio.

IV. **Correcta**

Es cierto, no posee neutrones.

V. **Incorrecta**

Más adelante, conoceremos que el ordenamiento de los elementos en la tabla periódica depende del número atómico (Z). Si los átomos tienen el mismo Z, se ubicarán en el mismo lugar.

Problema N.º 4

Un catión trivalente de número de masa igual a 45 tiene 18 electrones. ¿Cuánto será el número total de partículas subatómicas fundamentales que posee?

Resolución

Datos: $A = 45$; $\#e^- = 18$; catión trivalente: ${}_Z^A\text{E}^{+3}$

Se pide

$$\# \text{ part. fund.} = \# p^+ + \# n^0 + \# e^-$$

$$\# \text{ part. fund.} = A + \# e^-$$

$$\# \text{ part. fund.} = 45 + 18 = 63$$

Problema N.º 5

Se tienen dos isótopos de número de masa consecutivos. Si el número de neutrones en total es 11, ¿cuántos neutrones tiene el isótopo más pesado?

Resolución

Sean los isótopos

$$\begin{array}{cc} \underbrace{{}_Z^A\text{E}} & \underbrace{{}_Z^{A+1}\text{E}} \\ \# n^0: A-Z & (A+1)-Z \end{array}$$

Por dato

$$A-Z + A+1-Z = 11 \rightarrow 2A-2Z = 10$$

$$A-Z = 5 \quad (*)$$

Nos piden

$$\begin{aligned} \# n^0 [{}_Z^{A+1}\text{E}] &= A+1-Z \\ &= A-Z+1 \end{aligned}$$

Reemplazamos en (*)

$$\# n^0 [{}_Z^{A+1}\text{E}] = 5+1 = 6$$

Por lo tanto, el isótopo más pesado tiene seis neutrones.

Problema N.º 6

Para un átomo, el número de neutrones es a su número de protones como 6 es a 5. Si se sabe que su carga nuclear absoluta es $4,8 \times 10^{-18} \text{ C}$, determine el número de nucleones fundamentales de dicho átomo.

Resolución

Según el texto se trata de un átomo neutro.

Del primer dato tenemos

$$\frac{\# n^0}{\# p^+} = \frac{6}{5}$$

$$\frac{A-Z}{Z} = \frac{6}{5}$$

$$5A-5Z=6Z \rightarrow 5A=11Z \quad (*)$$

Del segundo dato tenemos

$$\text{Carga nuclear absoluta} = 4,8 \times 10^{-18} \text{ C}$$

Como

$$\left(\begin{array}{l} 1p^+ \xrightarrow[\text{carga de}]{\text{tiene}} +1,6 \times 10^{-19} \text{ C} \\ \# p^+ \xleftarrow{\quad} +4,8 \times 10^{-18} \text{ C} \end{array} \right)$$

$$\rightarrow \# p^+ = Z = \frac{4,8 \times 10^{-18} \text{ C}}{1,6 \times 10^{-19} \text{ C}}$$

$$Z = 30$$

Reemplazamos en (*)

$$5A = 11(30) \rightarrow A = 66$$

Por lo tanto, el número de nucleones fundamentales es $(\# p^+ + \# n^0) = 66$.

PROBLEMAS PROPUESTOS

NIVEL BÁSICO

1. Con relación a la estructura atómica, indique la proposición incorrecta.

- A) El átomo es la partícula más pequeña de cualquier sustancia química.
- B) El núcleo atómico tiene alta densidad.
- C) En la zona extranuclear solo se encuentran los electrones.
- D) Los protones y neutrones se mantienen fuertemente cohesionados en el núcleo.
- E) La zona extranuclear determina el volumen atómico.

2. Respecto a la estructura atómica actual, indique la alternativa incorrecta.

- A) El átomo es una partícula básica de la materia que conserva la identidad del elemento químico al cual pertenece.
- B) En el núcleo se concentra la masa del átomo.
- C) El electrón orbita alrededor del núcleo en trayectorias no definidas.
- D) La masa del átomo es igual al número de masa del mismo.
- E) Las partículas subatómicas fundamentales son iguales para todos los átomos.

3. En el año 2000 se sintetizó por primera vez al elemento 116. Hoy en día ha sido reconocido por la IUPAC y se llama livermonio (Lv). Si la diferencia entre el número de neutrones y protones es 60, ¿qué proposiciones son correctas?

- I. Tiene 172 neutrones.
- II. Su número másico es 292.
- III. Tiene 116 electrones.

- A) solo III B) todas C) solo II
- D) I y II E) II y III

NO VENDA EL PDF , COMPARTELO

4. En el átomo de cierto elemento, el número másico excede en 5 unidades al doble del número de protones. Si este átomo contiene 32 neutrones, identifique al elemento químico.

- A) ytrio ($Z=39$)
- B) cobalto ($Z=27$)
- C) cobre ($Z=29$)
- D) galio ($Z=31$)
- E) níquel ($Z=28$)

5. Si la semidiferencia entre el número de neutrones y el número de protones de un átomo de número de masa 77 es 2,5, determine el número de electrones que este presenta.

- A) 39 B) 38 C) 41
- D) 36 E) 35

6. El silicio ($Z=14$) es un elemento que está constituido por los siguientes isótopos naturales: Si-28, Si-29 y Si-30. ¿Cuántos neutrones tiene el isótopo intermediario?

- A) 17 B) 16 C) 14
- D) 15 E) 18

7. La relación entre los números de masa de dos isótonos es $7/5$. Si estos difieren en 20 electrones, determine la suma de sus números de masa.

- A) 120 B) 132 C) 144
- D) 156 E) 192

8. Se tienen tres isótopos cuyos números de masa son consecutivos y suman 30. Si se sabe que el total de los neutrones de los isótopos es 15, determine el número de electrones del anión trivalente de uno de los isótopos.

- A) 10 B) 8 C) 13
- D) 4 E) 9

9. El color de la llama, al arder una sustancia con ciertos iones, depende del número de electrones en los subniveles difusos; así, por ejemplo, el catión trivalente del cromo es violeta. Determine el número de partículas fundamentales de dicho catión si este es isótono con el ${}_{23}\text{V}^{51}$ y, además, posee el mismo número de electrones que el Sc-45 ($Z=21$).

- A) 74 B) 76 C) 72
D) 75 E) 73

NIVEL INTERMEDIO

10. Cierta anión divalente posee igual número de nucleones fundamentales que el N-15 ($Z=7$) e igual carga nuclear que el O-16 ($Z=8$). Determine su cantidad de partículas subatómicas fundamentales.

- A) 15 B) 25 C) 27
D) 18 E) 19

11. El U-235 ($Z=92$) fue utilizado en la construcción de la bomba atómica lanzada por EE. UU. a Japón durante la Segunda Guerra Mundial. Indique la secuencia correcta de verdad (V) o falsedad (F) respecto del átomo de uranio.

- I. El átomo tiene 92 protones y 235 neutrones.
II. En el núcleo hay 143 neutrones y 92 electrones.
III. El átomo tiene en total 327 partículas subatómicas fundamentales.

- A) FFV B) FVV C) VVV
D) FVF E) FFF

12. La carga neta del ion Ga-69 es $+4,8 \times 10^{-19}$ C. Si la diferencia entre la cantidad de neutrones y electrones es 10, ¿cuántos protones tiene el átomo neutro de galio?

- A) 40 B) 32 C) 31
D) 33 E) 23

13. El cobre presenta dos isótopos naturales: ${}^{63}\text{Cu}$ y ${}^{65}\text{Cu}$. Si el número atómico del cobre es 29, ¿cuál o cuáles afirmaciones son correctas?

- I. El Cu-65 presenta dos neutrones más que el Cu-63.
II. Los isótopos presentan propiedades físicas diferentes.
III. El hílido más pesado contiene más electrones que el isótopo liviano.

- A) solo I
B) I y II
C) solo III
D) todas
E) II y III

14. ¿Cuántos electrones ha ganado un anión que tiene igual número de electrones que el catión trivalente del Al ($Z=13$) si su átomo neutro tiene tres electrones menos que el anión monovalente gF ?

- A) 2 B) 5 C) 6
D) 3 E) 4

15. Cierta ion tiene una carga de $-3,2 \times 10^{-18}$ C en su zona extranuclear. Si su carga nuclear es 22, indique la carga neta del ion.

- A) +1 B) -1 C) -2
D) +2 E) +3



Zona extranuclear

Capítulo III

OBJETIVOS

- Explicar el concepto de orbital y su relación con la zona extranuclear de acuerdo al modelo atómico mecanocuántico.
- Describir la zona extranuclear del átomo remarcando la relación jerárquica de nivel, subnivel y orbital.

1. Concepto

En el capítulo anterior, estudiamos que el átomo lo constituyen dos partes: el núcleo y la zona extranuclear. Esta zona o región energética tiene como única partícula subatómica al electrón, el cual se mueve alrededor del núcleo en trayectorias indefinidas.

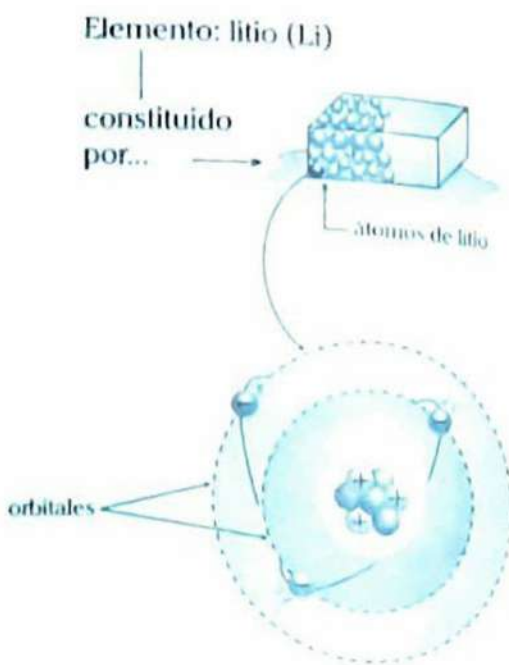
Antiguamente se creía que este giraba describiendo trayectorias circulares o de tipo elíptica, es decir, describiendo órbitas. El modelo atómico actual plantea que es imposible conocer la trayectoria que describe el electrón al trasladarse alrededor del núcleo, pero sí propone que su ubicación probable es dentro de una región a la que se le llamará el **orbital**.

¿Qué es un orbital?

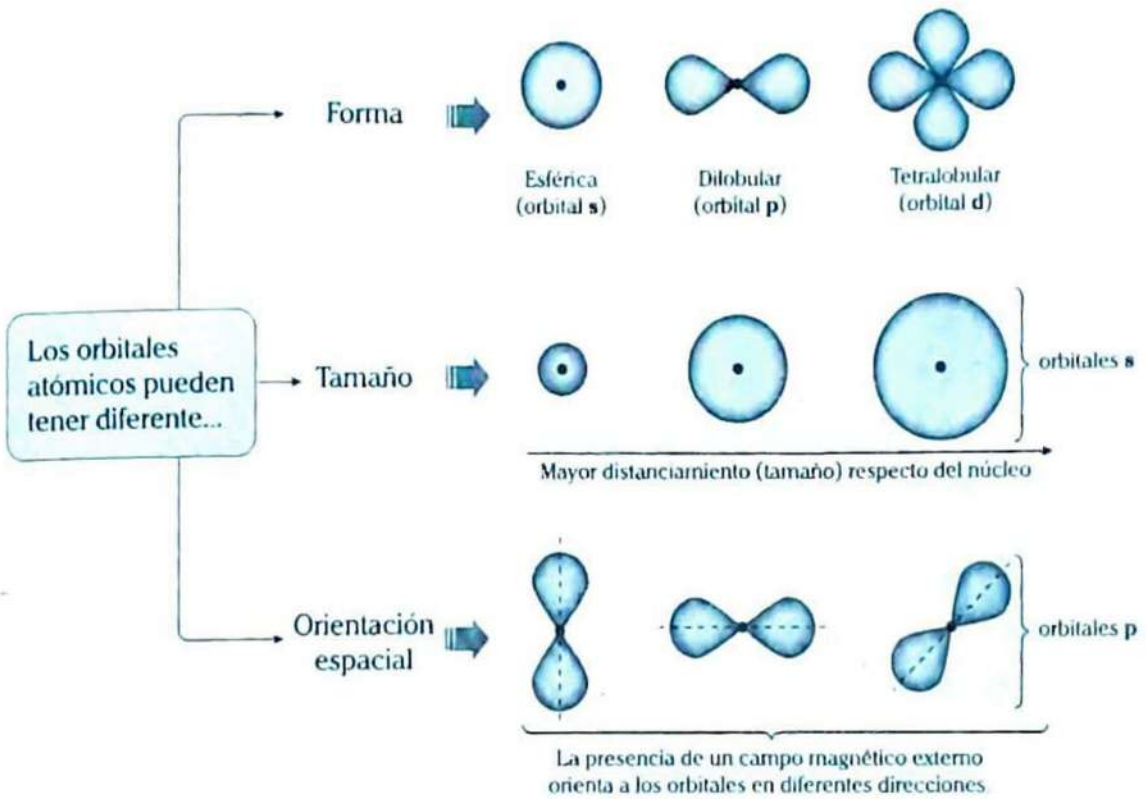
Es una...

R egión
E spacio
E nergética
M anifestación
P robabilística
E lectrónica

Ejemplo



- Un átomo de litio presenta dos orbitales, es decir, dos regiones del espacio energético en donde se presenta la máxima probabilidad de localizar a los electrones.
- Para este átomo, sus dos orbitales tienen forma esférica.



¿Cómo se representan a los orbitales y a los electrones ubicados en su interior?

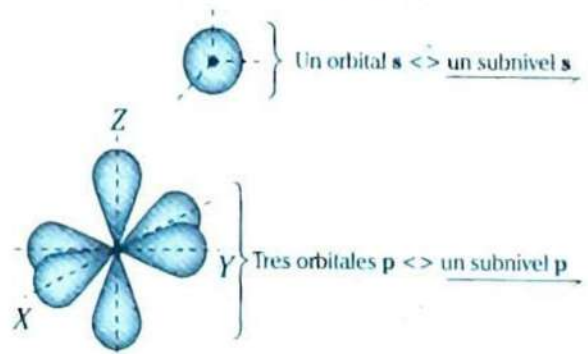
Por un pequeño segmento y una flecha orientada, respectivamente.

Los orbitales como máximo pueden aceptar dos electrones, así tenemos

- $\uparrow\downarrow$, orbital lleno, saturado o con dos electrones apareados.
- $\uparrow$, orbital semilleno, insaturado o con un electrón desapareado.

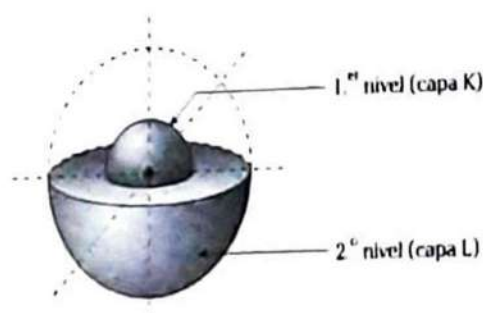
Al conjunto de orbitales (número impar), del mismo tipo, forma y energía, se le conoce como **subnivel**; los cuales se designan con las letras **s** (sharp), **p** (principal), **d** (difuso) y **f** (fundamental).

Subnivel	Número de orbitales	Número máximo de e^-
sharp	(1)	$2 \rightarrow s^2$
principal	(3)	$6 \rightarrow p^6$
difuso	(5)	$10 \rightarrow d^{10}$
fundamental	(7)	$14 \rightarrow f^{14}$

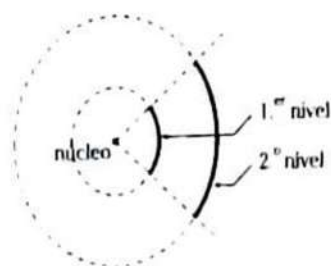


Ahora, estos orbitales al tener diferente contenido de energía implica que tengan diferente tamaño; es decir, su ubicación respecto del núcleo es cada vez mayor. Podemos decir, entonces, que se diferenciarán en el **nivel**.

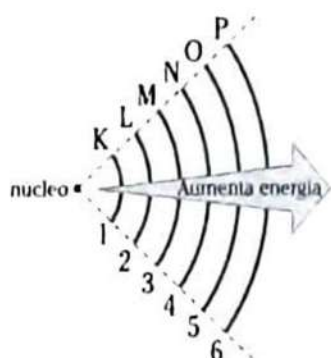
Por ejemplo, para el átomo de litio tenemos dos niveles energéticos:



Si hacemos un corte imaginario, y trasladando a un plano a estas regiones, tenemos lo siguiente:



En general



Los subniveles se diferencian entre sí en el contenido de energía, es decir, de acuerdo al nivel que pertenezcan; así tenemos lo siguiente:

Energía del subnivel: $1s < 2s$

El siguiente cuadro relaciona los niveles y los subniveles con la cantidad de orbitales y electrones como máximo para los cuatro primeros niveles energéticos.

Nivel	Subniveles	Total de orbitales	N.º máx. e^-
1(K)	1s	1	$2e^-$
2(L)	2s y 2p	4	$8e^-$
3(M)	3s, 3p y 3d	9	$18e^-$
4(N)	4s, 4p, 4d y 4f	16	$32e^-$

Cabe indicar que en la actualidad los niveles 5, 6 y 7 no presentan el total de subniveles que les debería corresponder; así tenemos lo siguiente:

Nivel	Subniveles existentes
5	5s, 5p, 5d y 5f
6	6s, 6p y 6d
7	7s y 7p

2. Números cuánticos (NC)

Para caracterizar el comportamiento del electrón, es necesario saber, por ejemplo, a qué nivel pertenece, qué subnivel ocupa, cómo es la forma de su orbital y cómo está orientado y, finalmente, cuál es el sentido de rotación que presenta; para ello el uso de números cuánticos facilita su explicación. Fue Erwin Schrödinger quien desarrolló y resolvió una ecuación, ecuación de onda, para el átomo de hidrógeno, de la cual su resolución requiere del uso de tres números: (n) , (l) y (m_l) ; hoy en día llamados los números cuánticos (NC). El cuarto número cuántico (m_s) fue introducido posteriormente por el científico Paul Dirac.

A continuación se describirá a cada uno de ellos.

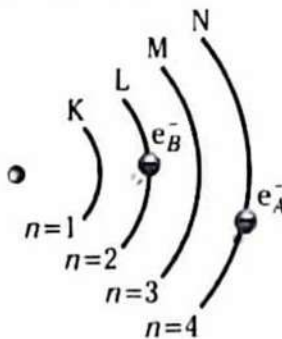
Número cuántico	Significado para el electrón	Significado para el orbital
principal (n)	nivel	tamaño
secundario (l)	subnivel	forma
magnético (m_l o m)	orbital	orientación espacial
espín magnético (m_s o s)	sentido de rotación	—

2.1. NÚMERO CUÁNTICO PRINCIPAL O TOTAL (n)

$$n = 1; 2; 3; 4; \dots; 7; \dots$$

Ejemplos

Para el siguiente átomo:



- Si $n=2$, el electrón e_B se ubica en el segundo nivel o capa energética L.
- Si e_A tiene $n=4$ y e_B tiene $n=2$, como el e_A está más alejado del núcleo, tendrá más energía que el e_B .

Nivel energético (n)	1	2	3	4	5	6	7
Capa energética	K	L	M	N	O	P	Q
Número máximo de e^- (vigente)	2	8	18	32	32	18	8

Regla de Rydberg

$$\#_{\text{máx}} e^- (\text{nivel}) = 2n^2$$

Ejemplos

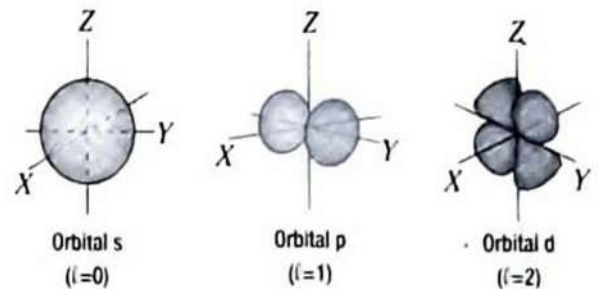
- $n=1 \rightarrow 2(1)^2 = 2e^-$
- $n=2 \rightarrow 2(2)^2 = 8e^-$
- $n=3 \rightarrow 2(3)^2 = 18e^-$

2.2. NÚMERO CUÁNTICO SECUNDARIO O AZIMUTAL (l)

$$l = 0; 1; 2; 3; \dots; (n-1)$$

Cada valor de l tiene asociado un tipo de orbital (esférico, dilobular, etc.). Como el conjunto de orbitales corresponde a un subnivel, cada valor de l designa un tipo de subnivel.

l	Nombre del subnivel	Forma del orbital
0	sharp	esférica
1	principal	dilobular
2	difuso	tetralobular
3	fundamental	complejo

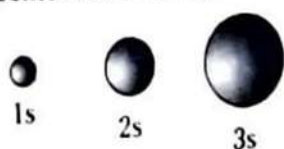


El valor de l depende del valor de su correspondiente n .

	N.º de subniveles
$n=1: l=0$	$\rightarrow 1s$
$n=2: l=0; 1$	$\rightarrow 2s, 2p$
$n=3: l=0; 1; 2$	$\rightarrow 3s, 3p, 3d$
$n=4: l=0; 1; 2; 3$	$\rightarrow 4s, 4p, 4d, 4f$

Podemos generalizar que en el nivel n hay n subniveles.

Para los subniveles sharp, 1s, 2s y 3s, que tienen cada uno un mismo tipo de orbital, aquello que hace que sus orbitales sean diferentes son su tamaño y el contenido de energía.



2.3. NÚMERO CUÁNTICO MAGNÉTICO (m_l O m)

$$m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l$$

El valor de m_l depende del valor de su correspondiente l .

	Nº de orbitales
$l=0; m_l=0$	$\rightarrow 1$
$l=1; m_l = -1; 0; +1$	$\rightarrow 3$
$l=2; m_l = -2; -1; 0; +1; +2$	$\rightarrow 5$
$l=3; m_l = -3; -2; -1; 0; 1; 2; 3$	$\rightarrow 7$

Podemos generalizar que en el subnivel l hay $(2l + 1)$ orbitales.

Aplicación 1

¿Cuántos electrones, como máximo, puede aceptar el subnivel 3p?

Resolución

$$\text{Subnivel: } 3p \begin{cases} n=3 \\ l=1 \end{cases} \rightarrow m_l: \begin{matrix} \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow \\ -1 & 0 & +1 \end{matrix}$$

$$\#_{\text{máx}} e^-(3p) = 3(2) = 6e^-$$

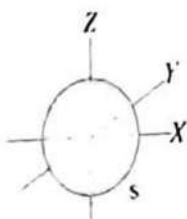
Ahora se entiende por qué se suele representar así: $3p^6$. Pero también pueden haber las siguientes notaciones: $3p^1$, $3p^2$, $3p^4$ y $3p^5$, solo que no han llegado a completarse con electrones; es decir, representan a subniveles no saturados (insaturados).

OBSERVACIÓN

El número cuántico magnético indica la orientación espacial del orbital ante un campo magnético externo. Así tenemos los siguientes subniveles:

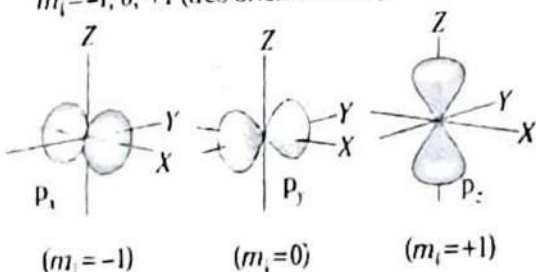
- Subnivel s ($l=0$)

$m_l = 0$ (una sola orientación)



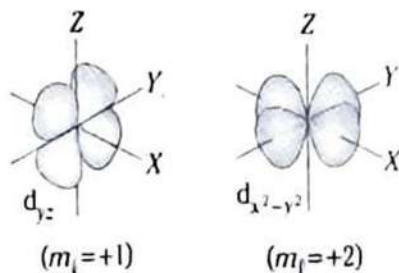
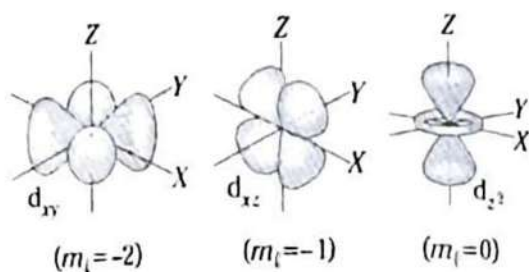
- Subnivel p ($l=1$)

$m_l = -1; 0; +1$ (tres orientaciones)



- Subnivel d ($l=2$)

$m_l = -2; -1; 0; +1; +2$ (cinco orientaciones)

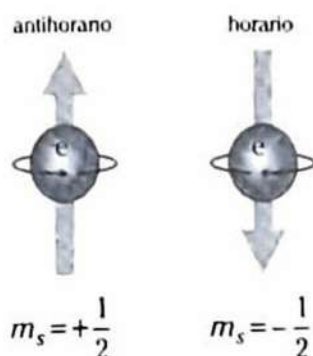


2.4. NÚMERO CUÁNTICO DEL ESPÍN MAGNÉTICO (m_s o s)

$$m_s = +1/2 \text{ o } -1/2$$

Indica el sentido de rotación del electrón sobre su eje.

No es resultado de la ecuación de onda de Schrödinger, sino de los trabajos de Jordan y Paul Dirac, que más adelante fueron demostrados con el experimento de Stern-Gerlach.



3. Representación de un subnivel

$$n l^{\#x}$$

donde

- n : número de nivel
- l : tipo de subnivel
- $\#x$: número de electrones

Ejemplos

- $3d^6$: 6 electrones en el subnivel 3d del tercer nivel
- $4p^3$: 3 electrones en el subnivel 4p del cuarto nivel

4. Energía relativa (E_R)

Es un parámetro que nos permite comparar contenidos de energía en términos relativos para los subniveles y orbitales sin necesidad de calcular la energía exacta.

$$E_R = n + l$$

La energía de un subnivel y orbital solo depende de n y l .

Aplicación 2

Ordene de mayor a menor estabilidad y de menor a mayor energía los siguientes subniveles: 4p, 3s, 5f, 3d.

Resolución

Subnivel	n	l	$E_R = (n + l)$
4p	4	1	5
3s	3	0	3
5f	5	3	8
3d	3	2	5

De lo señalado en la tabla, tenemos

$$\begin{array}{c} \xrightarrow{\text{Aumenta energía}} \\ 3s < 3d < 4p < 5f \\ \xleftarrow{\text{Aumenta estabilidad}} \\ 3s > 3d > 4p > 5f \end{array}$$

Para el caso de los subniveles 4p y 3d, que tienen igual valor de E_R , el criterio de estabilidad está asociado a su menor valor de n , es decir, más cerca al núcleo atómico.

PROBLEMAS RESUELTOS

Problema N.º 1

Indique el número cuántico que se relaciona con las siguientes proposiciones.

- I. el número máximo de orbitales en su subnivel de energía
- II. el tipo de rotación del electrón sobre su eje imaginario
- III. el tamaño del orbital y el número de subniveles de energía

Resolución

- I. Es el número cuántico secundario, pues el número máximo de orbitales es $2\ell + 1$.
- II. Es el número cuántico del espín; por ejemplo, si $m_s = -1/2$, indica rotación horaria.
- III. A medida que aumenta el valor de n , aumenta el tamaño del orbital; asimismo, la cantidad de subniveles depende del valor de n . Por ejemplo, si $n = 4$, habrá cuatro subniveles.

Problema N.º 2

Dado el conjunto de números cuánticos (5; ℓ ; 0; $-1/2$), ¿qué valor no puede asumir ℓ ?

Resolución

Analizamos los números cuánticos

$$\begin{array}{cccc}
 n & \ell & m_\ell & m_s \\
 5 & \boxed{} & 0 & -1/2
 \end{array}$$

los valores de ℓ : 0; 1; 2; 3; ...; $(n-1)$
valor máximo

Como

$$n=5 \rightarrow \ell=0; 1; 2; 3; 4$$

valores permitidos de ℓ

Por lo tanto, ℓ no puede asumir 5; 6; ...

Problema N.º 3

Indique verdadero (V) o falso (F) según las siguientes proposiciones.

- I. En un átomo, cuanto mayor es el valor de n , la estabilidad del electrón es mayor.
- II. Para el nivel energético $n-1$ existen n subniveles.
- III. En un orbital hay $2\ell+1$ electrones como máximo.

Resolución

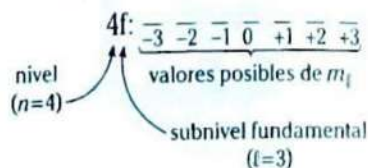
- I. **Falsa**
A medida que aumenta el valor de n , disminuye la estabilidad de los electrones.
- II. **Falsa**
Teóricamente, en un nivel energético ($n-1$) habrá $(n-1)$ subniveles.
- III. **Falsa**
En un orbital s, p, d o f, la cantidad máxima de electrones es dos.

Problema N.º 4

¿Qué relación de números cuánticos le corresponde a un electrón del subnivel 4f que rota antihorariamente y tiene un m_ℓ , cuyo valor es el número central de posibles valores?

Resolución

Analizamos el subnivel



El valor de $m_\ell = 0$ por ser el número central. Finalmente, si rota antihorariamente, su $m_s = +1/2$.

Por lo tanto, los números cuánticos de dicho electrón son

$$\begin{array}{cccc}
 (n, \ell, m_\ell, m_s) \\
 \downarrow \downarrow \downarrow \downarrow \\
 4, 3, 0, +1/2
 \end{array}$$

PROBLEMAS PROPUESTOS

NIVEL BÁSICO

- Respecto a la zona extranuclear y sus regiones energéticas, indique la proposición incorrecta.
 - Teóricamente, para el nivel cinco, pueden existir cinco subniveles: s, p, d, f y g.
 - La capa M posee, como máximo, 9 orbitales.
 - En un subnivel de energía ℓ hay un máximo de $4\ell + 2$ electrones.
 - Un orbital puede tener diferentes formas geométricas, tamaño y orientación espacial.
 - Un orbital principal puede contener más electrones que un orbital sharp.
- La representación $4f^{14}$ indica que
 - hay 14 orbitales en el subnivel fundamental del cuarto nivel.
 - el cuarto nivel tiene un subnivel fundamental semilleno.
 - hay 14 electrones en el orbital fundamental del cuarto nivel.
 - en el cuarto nivel hay un subnivel principal que contiene 14 electrones.
 - hay 14 electrones en el subnivel fundamental del cuarto nivel.
- Respecto a los orbitales, señale la proposición incorrecta.
 - El orbital $3p_x$ tiene, como máximo, la misma cantidad de electrones que el orbital $5d_{xy}$.
 - En un orbital sharp, el electrón describe una trayectoria circular.
 - El orbital $2p_x$ tiene la misma forma que el orbital $3p_z$.
 - El orbital s es más simétrico que el orbital p.
 - Un orbital principal tiene forma dilobular.
- Señale la veracidad (V) o falsedad (F) de las siguientes proposiciones.
 - Al aumentar el valor del nivel, se eleva la estabilidad del electrón.
 - El subnivel ℓ acepta, como máximo, $4\ell + 2$ electrones.
 - En la capa M se pueden encontrar 10 electrones.

A) FVV	B) FFF	C) VVV
D) VVF		E) FFV
- Respecto a los números cuánticos, determine verdadero (V) o falso (F).
 - Los tres primeros derivan de la solución de la ecuación de onda de Schrödinger.
 - Las características de un orbital dependen exclusivamente de ℓ y m_ℓ .
 - n y ℓ definen a un subnivel de energía.

A) VFV	B) VVF	C) VVV
D) FFF		E) FFV
- Indique la proposición incorrecta.
 - El número cuántico principal indica el tamaño del orbital.
 - Si $\ell = 2$, la forma geométrica del orbital es dilobular.
 - El número cuántico secundario se relaciona con el subnivel donde se encuentra el electrón.
 - Si $\ell = 1$, existen tres posibles orientaciones espaciales para el orbital.
 - Un orbital queda definido por los números cuánticos n , ℓ y m_ℓ .
- Señale la o las proposiciones correctas.
 - El número cuántico azimutal indica la orientación espacial de un orbital.
 - El número cuántico de espín está relacionado con la rotación del electrón respecto al núcleo atómico.
 - Los valores del número cuántico magnético dependen del número cuántico principal.

A) solo III	B) I y II	C) solo II
D) I y III		E) todas

NIVEL INTERMEDIO

8. Determine la proposición incorrecta.

- A) La región energética que rodea al núcleo se denomina zona extranuclear.
- B) En la zona extranuclear se determinan regiones, como niveles, subniveles y orbitales.
- C) Un electrón tiene una órbita definida al desplazarse dentro de un orbital.
- D) Los orbitales se superponen unos sobre otros alrededor del núcleo.
- E) Un orbital d puede tener forma dilobular con anillo en el centro.

9. Con respecto al reempe (orbital), señale lo incorrecto.

- A) Tiene diversas formas geométricas.
- B) Existen ciertos átomos donde algún orbital puede tener tres electrones.
- C) En el tercer nivel existen nueve orbitales.
- D) El orbital d puede tener un electrón.
- E) El reempe tipo p no puede presentar electrones.

10. Indique el o los enunciados correctos respecto a los números cuánticos.

- I. Para $n=5$, existen cinco valores de ℓ teóricamente.
- II. Si $\ell=3$, existen siete orbitales con la misma orientación espacial.
- III. En un nivel n habrá, como máximo, $2n^2$ electrones y n^2 orbitales llenos.
- IV. Los orbitales del subnivel p tienen como representación p_{xy} , p_{xz} , p_{yz} .

- A) solo III
- B) II y IV
- C) I y III
- D) III y IV
- E) todos

11. Respecto a los números cuánticos, determine la o las proposiciones correctas.

- I. El número cuántico principal indica un nivel de energía para el electrón y un tamaño relativo para el orbital.
- II. El número cuántico secundario determina la forma de los orbitales y se relaciona con un subnivel para el electrón.
- III. La cantidad real de los electrones en los niveles aumenta al aumentar el valor de n .

- A) solo III
- B) I y II
- C) II y III
- D) todas
- E) I y III

12. Establezca la relación correcta entre los números cuánticos y su significado.

- I. $(n, \ell, m_\ell \text{ y } m_s)$
- II. $(n, \ell \text{ y } m_\ell)$
- III. $n+\ell$
- IV. $\ell=2$
- V. m_s
- a. Es un orbital tetralobular.
- b. Define a un electrón.
- c. Determina el sentido de giro del electrón sobre su propio eje.
- d. Define a un orbital.
- e. Es la energía relativa de un subnivel u orbital.

- A) Ic, IId, IIId, IVa, Vd
- B) Ie, IIId, IIId, IVc, Va
- C) Ib, IId, IIId, IVa, Vd
- D) Ic, IId, IIId, IVe, Vd
- E) Ib, IId, IIId, IVa, Vc

13. ¿Cuántas combinaciones posibles están asociadas a la combinación de números cuánticos $(3, 2, m_\ell, m_s)$?

- A) 18
- B) 10
- C) 17
- D) 22
- E) 16



Configuración electrónica

Capítulo IV

OBJETIVO

- Realizar la configuración electrónica de los átomos neutros o ionizados para conocer sus electrones de valencia y su ubicación en la tabla periódica.

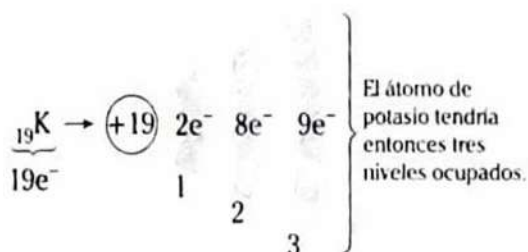
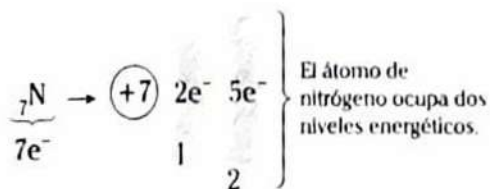
1. Definición

Es la forma de llenado o distribución de los electrones en los orbitales, subniveles y niveles energéticos de acuerdo a los principios y reglas, que son parte de la mecánica cuántica.

2. Configuración electrónica en niveles y subniveles

Analicemos el siguiente ejemplo:

Si le solicitaran realizar la distribución electrónica en niveles para los átomos del ${}^7\text{N}$ y ${}^{19}\text{K}$, quizás hiciera lo siguiente:



Luego de un análisis de los dos esquemas, se llega a la conclusión de que, en el segundo, la distribución para el potasio no es correcta. Quizás se pregunte: ¿por qué? La respuesta es que no se ha realizado la distribución de los electrones según el conocimiento del principio de Aufbau, sino que, en su lugar, solo se ha hecho en función del número máximo de electrones que acepta cada nivel; así, por ejemplo, como el nivel 3 acepta máximo $18e^-$, entonces poner $9e^-$ es aceptable.

2.1. PRINCIPIO DE AUFBAU O DE LA CONSTRUCCIÓN

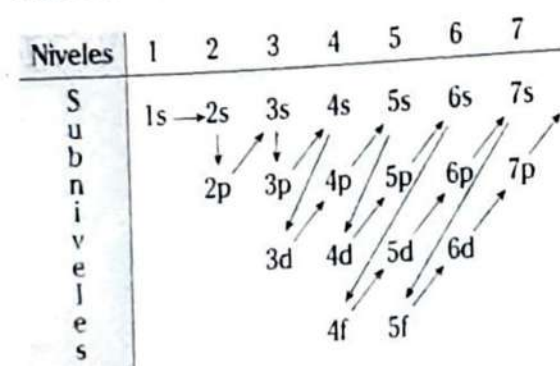
Los electrones se distribuyen en los subniveles según dos criterios:

- Orden creciente de sus energías relativas (E_R)
- Mayor estabilidad

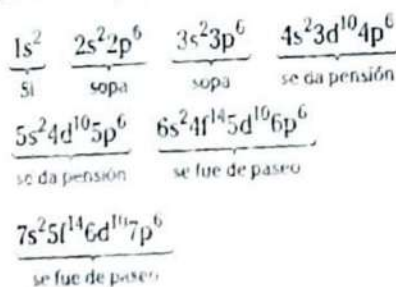
El segundo criterio se tomará en cuenta cuando se presenten dos o más subniveles con el mismo valor de sus energías relativas.

2.1.1. Regla de Mollier o del "serrucho"

Respetando el principio de Aufbau, los electrones se distribuyen según la secuencia de flechas como se muestra en el gráfico.

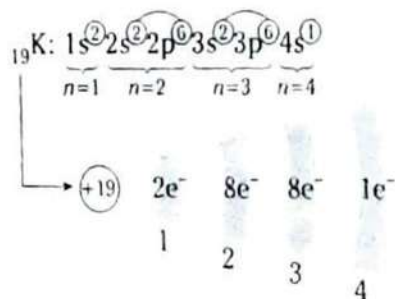
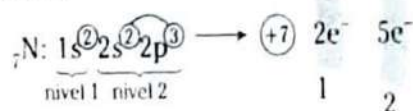


Lo anterior lo desarrollaremos de manera lineal y considerando el máximo de electrones por subniveles.



La secuencia de palabras es parte de una mnemotecnica.

Con la información dada, vamos a comprobar si las distribuciones de electrones (del ejemplo) para los átomos neutros del ${}^7\text{N}$ y ${}^{19}\text{K}$ son correctas.



Verificando se comprueba que para la distribución de los $19e^-$ que posee el átomo de potasio se requiere ocupar 4 niveles energéticos y no 3

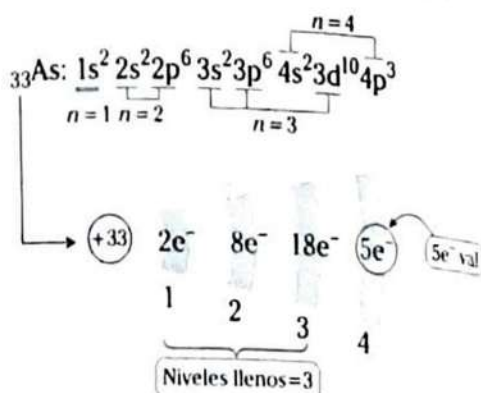
Aplicación 1

Luego de realizar la configuración electrónica (CE) para el átomo del ${}_{33}\text{As}$, responda lo siguiente:

- N.º e^- val (número de electrones de valencia)
- N.º de niveles llenos
- N.º de subniveles ocupados

Resolución

Apoyándonos de la mnemotecnica, tenemos



Contabilizando la cantidad de subniveles ocupados, tenemos

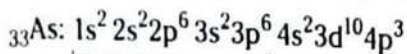
Nivel	Subniveles ocupados
1	1s
2	2s y 2p
3	3s, 3p y 3d
4	4s y 4p

8 subniveles ocupados

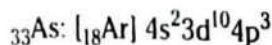
Notación kernel

Usando gases nobles (elementos de la tabla periódica), podemos simplificar la configuración electrónica; es decir, al poner un gas noble, estamos simplificando aquellos subniveles pertenecientes a las capas internas y dejando aquellos pertenecientes, en su mayoría, a las capas de valencia.

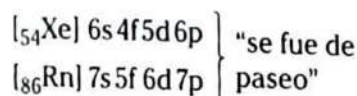
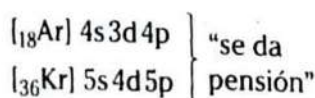
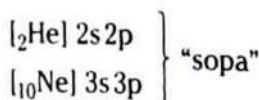
Por ejemplo, para la aplicación anterior



usando la notación kernel, quedará así:

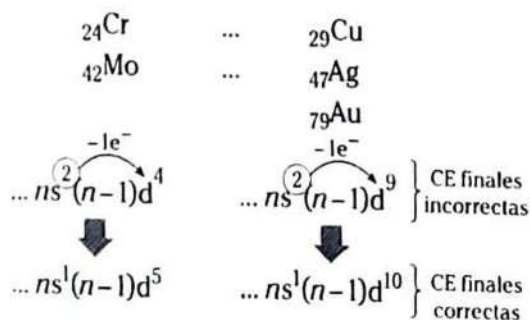


Si bien podemos saber qué gas noble se debe utilizar, a veces nos olvidamos qué subniveles vienen después. Para ello se sugiere conocer lo siguiente:

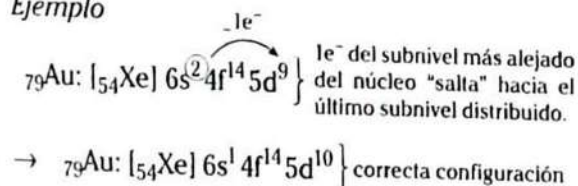


2.1.2. Anomalías de la regla del "serrucho"

Hay ciertos elementos químicos cuya configuración electrónica requiere de un ajuste; el motivo de ello está relacionado con la estabilidad de dicha configuración. El caso más común se presenta para los siguientes elementos:



Ejemplo



2.1.3. Configuración electrónica para iones

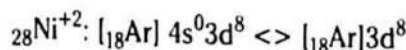
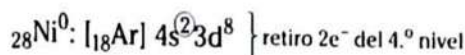
a. CE de cationes

Seguir la secuencia.

- Se realiza la configuración electrónica del átomo neutro.
- Se retira el o los electrones del subnivel más alejado del núcleo.

Ejemplo

Realice la CE para el ${}_{28}\text{Ni}^{+2}$.



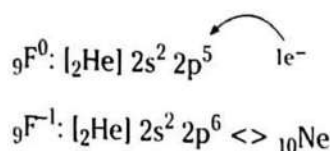
b. CE de aniones

Seguir la secuencia.

- Se realiza la configuración electrónica de su átomo neutro.
- Se incrementa el valor del número de electrones que se han ganado respetando la regla del "serrucho".

Ejemplo

Realice la CE para el ${}_{9}\text{F}^{-1}$.



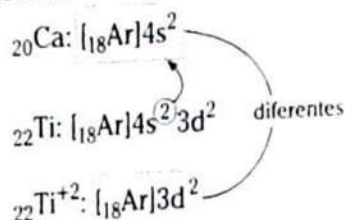
IMPORTANTE

Cuando dos átomos que pertenecen a diferentes elementos tienen...

- igual cantidad de e^- , son isoelectrónicos.
- igual cantidad de e^- y la misma CE, son isoelectrónicos.

Aplicación 2

¿Las especies ${}_{22}\text{Ti}^{+2}$ y ${}_{20}\text{Ca}$ son isoelectricas o isoelectronicas?

Resolución

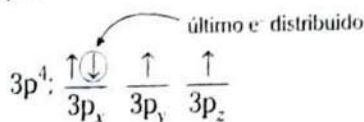
Podemos decir que ${}_{20}\text{Ca}$ y ${}_{22}\text{Ti}^{+2}$ son solo isoelectrics (cada uno tiene $20e^-$) y no isoelectronicos, pues sus configuraciones electrónicas son diferentes.

3. Configuración electrónica en orbitales

Para distribuir electrones en orbitales degenerados o aquellos que pertenecen a un mismo subnivel, se deberá tener en cuenta el principio de máxima multiplicidad o la regla de Hund.

3.1. PRINCIPIO DE MÁXIMA MULTIPLICIDAD

Los electrones se distribuyen en orbitales pertenecientes al mismo subnivel tratando de conseguir la mayor cantidad de orbitales semillenos. Para ello, la regla de Hund sugiere primero semllenar los orbitales con electrones de espín paralelos y luego llenarlos con electrones de espín contrarios.

Ejemplo

El subnivel $3p^4$ presenta dos orbitales semillenos y uno lleno.

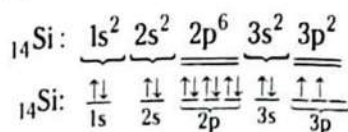
Aplicación 3

¿Cuántos orbitales llenos y semillenos tiene el ${}_{14}\text{Si}$?

Resolución

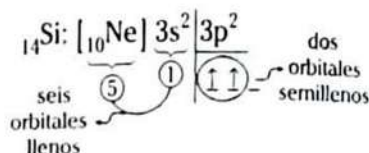
Quizás tú ya hayas dado con la respuesta... ¡Siete orbitales llenos y ninguno semilleno...! De ser así, tu razonamiento fue así: como un orbital lleno tiene $2e^-$ y el ${}_{14}\text{Si}$ tiene $14e^-$, entonces tendrá siete orbitales llenos. ¿Qué hacer?

Para estos problemas, lo que se recomienda es tener presente los principios y reglas de configuración.

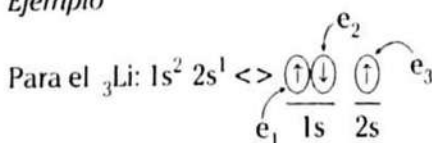


En total tenemos seis orbitales llenos y dos semillenos.

Se recomienda incluso que hagas uso de la notación kernel por ser más simplificado en la resolución.

**3.2. PRINCIPIO DE EXCLUSIÓN DE PAULI**

Dos electrones no podrán tener los mismos estados cuánticos; es decir, los juegos de números cuánticos no deben ser iguales; al menos deben diferenciarse en un número cuántico.

Ejemplo

Los números cuánticos para cada electrón de litio son

$$\neq \text{nivel} \left[\begin{array}{l} e_1: (1; 0; 0; +1/2) \\ e_2: (1; 0; 0; -1/2) \\ e_3: (2; 0; 0; +1/2) \end{array} \right] \begin{array}{l} \neq \text{espín} \\ \neq \text{nivel y } \neq \text{espín} \end{array}$$

Podríamos decir que este principio justifica el porqué todo orbital admite máximo $2e^-$.

PROBLEMAS RESUELTOS

Problema N.º 1

Calcule el número de electrones de valencia de un átomo que tiene 18 neutrones, y su número de masa es 35.

UNMSM 2010-II

Resolución

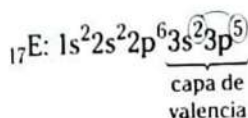
Sea el núclido ${}^A_Z\text{E}$

$$A=35 \text{ y } \#n^0=18$$

Se sabe que $A=Z+\#n^0$

$$35=Z+18 \rightarrow Z=17$$

Realizamos la configuración electrónica del átomo



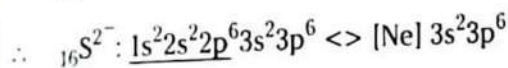
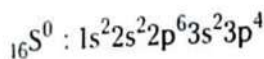
$$\therefore \#e^- \text{ val} = 7$$

Problema N.º 2

Señale la configuración electrónica del ion sulfuro. $Z(\text{S})=16$

UNMSM 2013-I

Resolución



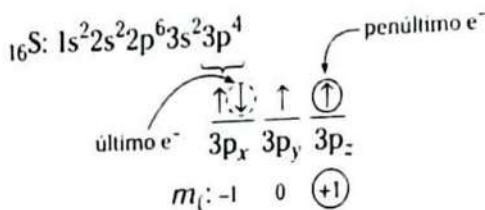
Problema N.º 3

Los cuatro números cuánticos del penúltimo electrón del átomo de ${}_{16}\text{S}$ son:

UNMSM 2009-II

Resolución

Realizamos la distribución de los $16e^-$ en subniveles.



El penúltimo electrón se encuentra en el subnivel

$$\boxed{3p^4} \left\{ \begin{array}{l} n=3 \\ l=1 \end{array} \right.$$

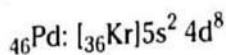
Por lo tanto, sus 4 números cuánticos son $(3; 1; +1; +1/2)$.

Problema N.º 4

Por pruebas experimentales se ha determinado que el paladio es una sustancia diamagnética. Si esta sustancia tiene 46 protones, ¿cuántos electrones tiene en el último nivel?

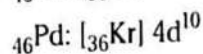
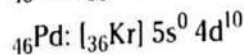
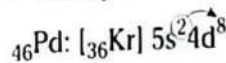
Resolución

La **sustancia diamagnética** es aquella que no presenta orbitales semillenos; en particular, la tabla periódica presenta al paladio ($Z=46$) como ejemplo de ello. Si realizamos su configuración electrónica, tenemos

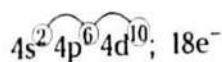


Vemos que esta configuración electrónica no responde a lo indicado, pues así tendría orbitales semillenos.

Debemos realizar el "salto" de dos electrones del 5.º nivel y llevarlo al subnivel 4d.



Por lo tanto, el último nivel sería el 4.º y su cantidad de electrones es



PROBLEMAS PROPUESTOS

NIVEL BÁSICO

1. Respecto a la configuración del ion sulfuro, indique lo incorrecto.

A) No presenta electrones desapareados.
B) Su configuración electrónica es igual a la de un gas noble.
C) Contiene tres subniveles sharp.
D) La cantidad de protones es 16.
E) Presenta orbitales difusos.

2. En un átomo, el número de masa excede en 5 unidades al doble del número de protones. Si este átomo tiene 30 neutrones, ¿qué proposiciones son correctas?

I. En el último nivel hay 5 electrones.
II. En la capa M hay 13 electrones.
III. Sus electrones están distribuidos en 7 subniveles energéticos.

A) I y II
B) I y III
C) solo III
D) II y III
E) todas

3. Indique verdadero (V) o falso (F) según las siguientes proposiciones.

I. El principio de Aufbau es válido cuando los átomos o iones están en su estado basal.
II. Una consecuencia del principio de exclusión de Pauli es que un orbital admitta, como máximo, dos electrones.
III. Hay átomos que no cumplen estrictamente el principio de Aufbau.

A) FVV B) VVV C) VFV
D) FVF E) VVF

4. Cierta catión divalente posee 35 juegos de números cuánticos. Determine el número de neutrones si su número de masa es 88.

A) 51 B) 42 C) 40
D) 50 E) 37

5. Dadas las siguientes proposiciones respecto al ion ${}_{26}\text{Fe}^{+3}$, señale las proposiciones correctas.

I. Es un catión trivalente.
II. El orbital s del nivel más externo contiene dos electrones.
III. Es isoelectrónico con el ${}_{25}\text{Mn}^{+2}$.

A) solo I
B) II y III
C) solo II
D) todas
E) II y III

6. Un átomo presenta 17 orbitales llenos y siete electrones en su último nivel. Si tiene 45 neutrones, ¿cuál es su número de masa?

A) 79 B) 80 C) 81
D) 78 E) 83

NIVEL INTERMEDIO

7. Indique el número atómico de un átomo que presenta dos subniveles principales llenos sabiendo que tiene la máxima cantidad de electrones.

A) 18 B) 35 C) 40
D) 42 E) 20

8. Dadas las siguientes proposiciones:

- I. El ion ${}_{22}\text{Ti}^{+2}$ es isoelectrónico con el ${}_{20}\text{Ca}$.
- II. El ion ${}_{27}\text{Co}^{+2}$ tiene más electrones desapareados que el ${}_{19}\text{K}$.
- III. El cromo ($Z=24$) tiene cuatro electrones desapareados.

indique cuál o cuáles son correctas.

- A) solo I
- B) solo III
- C) solo II
- D) II y III
- E) I y II

9. El ion E^{+3} tiene igual número de electrones que el ion Cr^{+2} ($Z=24$). Determine el número de electrones en el penúltimo y último nivel del átomo E, respectivamente.

- A) 13 y 2
- B) 8 y 7
- C) 4 y 13
- D) 2 y 8
- E) 5 y 2

10. Un átomo tiene 15 orbitales llenos y tres semillenos. Indique la cantidad de electrones de valencia que presenta dicho átomo.

- | | | |
|------|------|------|
| A) 3 | B) 5 | C) 7 |
| D) 1 | | E) 6 |

11. Halle la cantidad de orbitales llenos y semillenos, respectivamente, de un átomo que presenta 20 electrones en las subcapas d, sabiendo que es una sustancia paramagnética (sustancia que tiene uno o más electrones desapareados). Considere Z_{min} .

- A) 24 y 0
- B) 23 y 1
- C) 20 y 4
- D) 24 y 1
- E) 23 y 2

12. El penúltimo electrón de un átomo tiene los números cuánticos (4; 2; +2; +1/2). Determine la combinación de números cuánticos incorrecta para el anión divalente del átomo.

- A) (4; 2; -2; -1/2)
- B) (4; 2; 0; +1/2)
- C) (3; 2; -1; -1/2)
- D) (4; 2; +1; -1/2)
- E) (4; 2; 0; -1/2)

13. La población electrónica de un átomo se distribuye de tal manera que en su estado basal ocupen dos subniveles difusos. Si la cantidad de electrones es mínima, ¿de qué elemento es dicho átomo?

- A) Y ($Z=39$)
- B) Sr ($Z=38$)
- C) Zr ($Z=40$)
- D) Sc ($Z=21$)
- E) Ti ($Z=22$)

14. Un átomo presenta solo 4 niveles de energía, además tiene 6 orbitales semillenos. Si en su núcleo presenta 28 neutrones, ¿cuál es su número másico?

- | | | |
|-------|-------|-------|
| A) 50 | B) 48 | C) 52 |
| D) 54 | | E) 46 |



Tabla periódica

Capítulo V

OBJETIVOS

- Describir la utilidad que tiene la tabla periódica en el aprendizaje de los elementos químicos.
- Ubicar los elementos en la tabla periódica utilizando su configuración electrónica.
- Comparar diversas propiedades en función de la variación regular en periodos y grupos.

¿Por qué es importante el estudio de la tabla periódica?

La importancia radica en poder contar con información relevante de cada elemento, por ejemplo, el conocimiento de sus densidades, estados físicos, temperatura de fusión, entre otros. También es importante porque, desde el punto de vista químico, se llega a conocer del porqué algunos elementos tienen facilidad de reaccionar (ser reactivos) o del porqué aquellos elementos ubicados en una misma columna presentan similares propiedades químicas. Como te das cuenta, la tabla periódica no es una simple representación gráfica de la ubicación o simbología de los elementos químicos, sino que representa valiosa información para facilitar la comprensión de la naturaleza.

Para que te intereses un poco más, te dejo algunas inquietudes...

¿Qué elemento químico...

- tiene elevada dureza?
- del grupo 17 (VIIA) puede reemplazar al cloro de sus compuestos?

- es el más pesado entre los demás?
- es el mejor conductor eléctrico?
- tiene el más alto punto de fusión?

Si bien con el estudio de la tabla periódica se podrán conocer las respuestas a estas y otras interrogantes, es necesario más adelante profundizar, saber por qué es así. Se recomienda para ello revisar el capítulo de los enlaces químicos.

1. Reseña histórica

A principios del siglo XIX, Dalton propuso su teoría atómica y, años más tarde, Proust formuló que las masas atómicas de los elementos son múltiplos de la masa del hidrógeno. A medida que el número de elementos conocidos aumentaba, se observaron semejanzas físicas y químicas entre ellos, y fue necesario encontrar un sistema que pudiera ordenar y agrupar aquellos que tuvieran comportamiento similar. Entre los diversos intentos de clasificación, tenemos los aportes que se muestran a continuación.

1.1. TRIADAS DE DÖBEREINER (1829)

La primera clasificación basada en las propiedades atómicas fue propuesta por Döbereiner. El agrupamiento en triadas (tres elementos) se realizó en función de la semejanza de las propiedades, tales como color, reactividad química, etc., y del orden creciente de sus masas atómicas.

En cada triada se cumple que la masa o peso atómico del elemento central tiene un valor muy cercano al promedio de los otros dos elementos.

Ejemplo

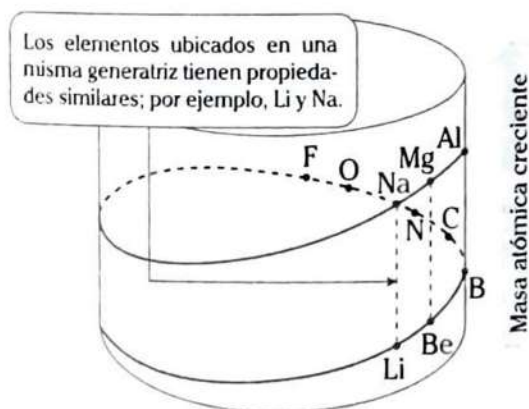
	Cl	Br	I
Peso atómico	35,5	79,9	126,9

$$PA(\text{Br}) \cong \frac{(35,5 + 126,9)}{2} = 81,2 \text{ (valor cercano al 79,9)}$$

De esta manera, se agrupó cerca de 20 triadas para esa época.

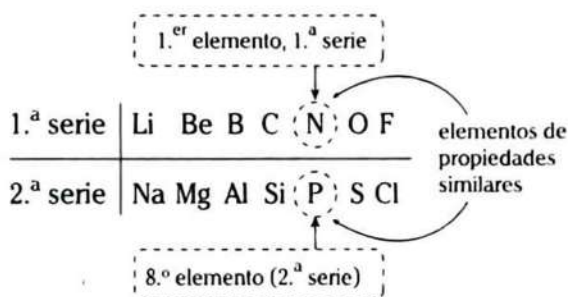
1.2. ESPIRAL DE CHANCOURTOIS (1862)

Chancourtois dispuso los elementos a lo largo de una pared cilíndrica en orden creciente de sus masas atómicas. En él, los elementos ubicados a lo largo de una generatriz (misma vertical) tienen propiedades similares.



1.3. OCTAVAS DE NEWLANDS (1863)

Newlands agrupó los elementos en filas de siete ordenados según sus masas atómicas crecientes. En su ley de las octavas propuso que si se ordenan los elementos de acuerdo con sus pesos atómicos, el octavo elemento contado a partir de uno de ellos es una especie de repetición del primero, como la octava nota en la escala musical. Lo que quiso decir es que cada primer elemento de una serie tiene propiedades similares al octavo elemento ubicado en la siguiente serie, tal como se ilustra en el ejemplo.



1.4. TABLA PERIÓDICA DE D. I. MENDELEIEV (1869)

Mendeleiev, en 1869, encontró un ordenamiento natural que empezaba con el hidrógeno, el más ligero, y terminaba con el uranio, cuyos átomos eran los más pesados, entre ellos se encontraban clasificados los demás elementos según el incremento gradual de sus masas atómicas.

Las propiedades de cualquiera de los elementos dependían del lugar que ocupaba en el ordenamiento periódico, es así que Mendeleiev propuso la ley periódica, la cual consiste que cuando los elementos se estudian en orden creciente de sus masas atómicas, la similitud de sus propiedades ocurre periódicamente, es decir, las propiedades de los elementos son función periódica de sus masas atómicas.

Mendeleiev encontró una secuencia en la variación de las propiedades de los elementos ubicados en un mismo periodo (ordenamiento horizontal) y una similitud de las propiedades si la ubicación fuera en un mismo grupo (ordenamiento vertical).

La tabla que a continuación se muestra presenta ocho grupos; los elementos fueron ordenados según el tipo de óxido que forman. Así tenemos, por ejemplo, el caso del grupo II, cuyos óxidos del Be, Mg y Ca son de la fórmula RO, donde R representa cualquiera de estos elementos.

		GRUPOS							
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
		R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇	RO ₄
Periodos	1	H							
	2	Li	Be	B	C	N	O	F	
	3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	
	4	K	Ca	?	Ti	V	Cr	Mn	Fe, Co, Ni, Cu
	⋮								

1.5. LEY PERIÓDICA DE HENRY MOSELEY (1913)

El físico inglés Henry Moseley al bombardear sucesivamente con rayos catódicos el núcleo de 42 elementos sólidos se dio cuenta que la frecuencia de los rayos X emitidos depende del metal utilizado. Luego de una serie de análisis de mediciones, se llegó a la conclusión de que en el átomo existe una cantidad fundamental (Z) que aumenta por escalones regulares cuando se pasa de un elemento al siguiente y que solo este puede ser la carga del núcleo central. A esta cantidad fundamental se la llamó número atómico, siendo este el parámetro que finalmente diera el ordenamiento a los elementos químicos y ya no el criterio anterior de masa atómica creciente.

Es así como se llegó al criterio actual de ordenamiento del sistema periódico y se deriva de ello la ley periódica de que dice: "Las propiedades de los elementos son función periódica de sus números atómicos".

Te preguntarás qué propiedades, ¿verdad? Entre estas podemos citar, por ejemplo, el radio atómico, el potencial de ionización y la electronegatividad; conceptos que los ampliaremos luego de realizar la descripción de la tabla periódica.

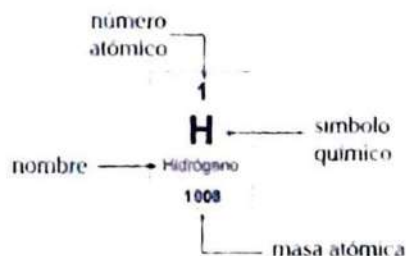
2. Tabla periódica actual

La presente tabla, cuyo uso está generalizado actualmente, deriva de los trabajos de Mendeleiev, Werner y Moseley. En ella, los elementos se encuentran ordenados según sus números atómicos (Z) crecientes y se rigen por la ley periódica de Moseley.

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS

1	IA																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																			</
---	----	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----

donde para cada elemento tenemos



La tabla periódica es un instrumento químico que nos permite clasificar y ordenar los diferentes elementos de acuerdo a sus propiedades y sus configuraciones electrónicas. Está constituida por 7 filas horizontales denominadas **periodos** y 18 columnas verticales denominadas **grupos**. Cabe indicar que tradicionalmente la denominación de los grupos se realizaba utilizando los números en romano, del IA al VIIIA y del IB al VIIB conformándose así un total de 16 grupos.

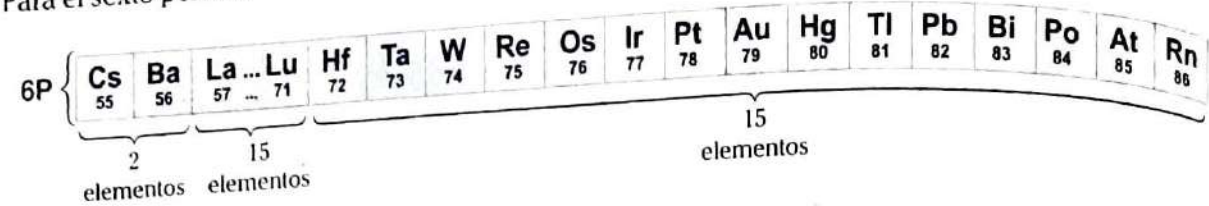
Aplicación 1

¿Qué periodo y grupo son los más largos o los que presentan más elementos?

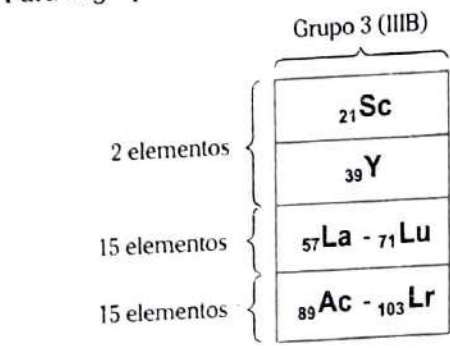
Resolución

Son el sexto periodo y el grupo 3 (IIIB) teniéndose en cada uno de ellos hasta 32 elementos.

Para el sexto periodo

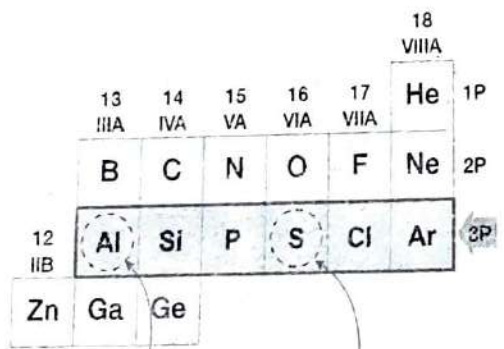


Para el grupo 3 o IIIB



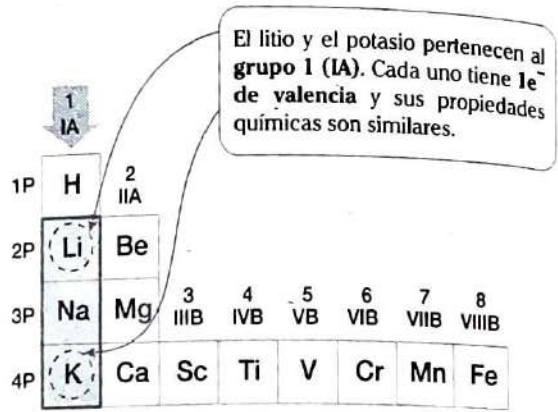
¿Qué hay en común entre los elementos ubicados en un mismo grupo y periodo, respectivamente?

- Elementos pertenecientes al mismo periodo
Sus átomos tendrán el mismo número de niveles energéticos. Por ejemplo, para el caso de los elementos del tercer periodo tenemos



El aluminio y el azufre pertenecen al **tercer periodo**. Sus átomos tendrán **tres niveles energéticos**.

- Elementos pertenecientes al mismo grupo
Sus átomos tendrán el mismo número de electrones de valencia, lo que influye en la similitud de sus propiedades químicas. Por ejemplo, la reactividad química frente al agua de los metales alcalinos, grupo 1 (IA), caracterizándose por ser reacciones violentas que liberan el mismo tipo de gas, hidrógeno gaseoso.

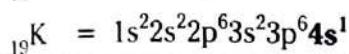
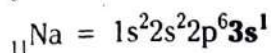
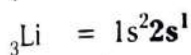
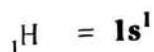


El litio y el potasio pertenecen al **grupo 1 (IA)**. Cada uno tiene **1e⁻ de valencia** y sus propiedades químicas son similares.

2.1. FAMILIAS QUÍMICAS

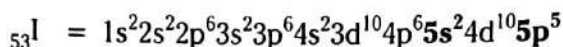
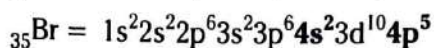
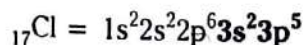
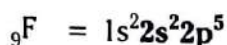
Los 18 grupos que tiene la tabla periódica se suelen clasificar en familias químicas. Para ello es importante identificarlas según la configuración electrónica que tengan sus elementos. Analicemos a modo de ejemplo los grupos 1 (IA) y 17 (VIIA).

Para el grupo 1 o IA



Todos tienen una configuración electrónica que termina en ns^1 . Asimismo, todos tienen 1 electrón de valencia.

Para el grupo 17 o VIIA

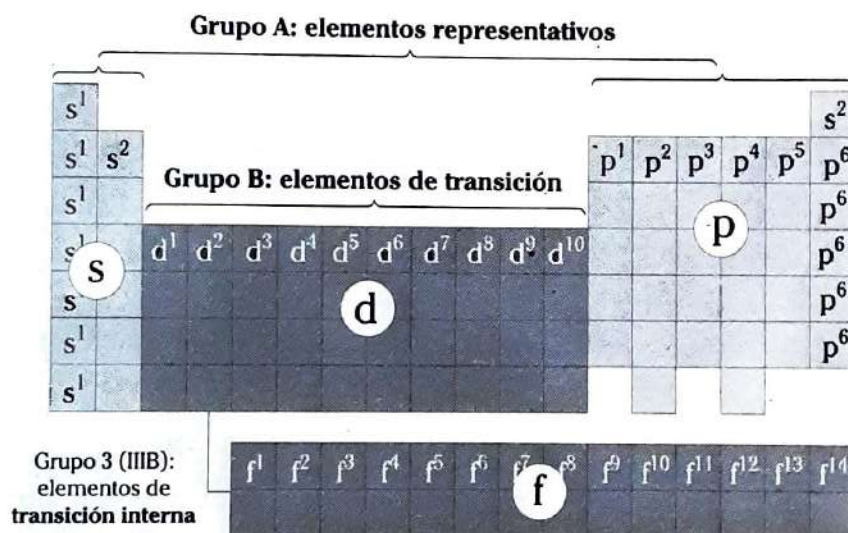


Todos tienen una configuración electrónica que termina en $ns^2 np^5$. Asimismo, todos tienen 7 electrones de valencia.

Generalizando tenemos

- Grupo 1 (IA), $CE_{(\text{final})}$: ... ns^1
- Grupo 17 (VIIA), $CE_{(\text{final})}$: ... $ns^2 np^5$

De lo anterior, se deduce la siguiente división de la tabla periódica en cuatro bloques:



Dependiendo del bloque al que pertenece un elemento, podemos resumir lo siguiente:

Bloque	Tipo de elemento	N.º de grupo
s y p	E. representativo	del IA al VIIIA
d	E. de transición	del IB al VIIIB
f	E. de transición interna	IIIB

2.1.1. Elementos representativos

Nº DE GRUPO		CE terminal	Elementos	Nombre de la familia	Según su conductividad eléctrica
IUPAC	Tradicional o común				
1	IA	ns^1	Li, Na, K, Rb Cs, Fr	Alcalinos	Metales (excepto el H) muy reactivos
2	IIA	ns^2	Be, Mg, Ca Sr, Ba, Ra	Alcalino-térreos	Metales reactivos
13	IIIA	ns^2np^1	B, Al, Ga In, Tl	Térreos o boroides	B: metaloide Al, Ga, In y Tl: metales
14	IVA	ns^2np^2	C, Si, Ge Sn, Pb	Carbonoides	C: no metal Si y Ge: metaloides Sn y Pb: metales
15	VA	ns^2np^3	N, P, As Sb, Bi	Nitrogenoides	N y P: no metales As y Sb: metaloides Bi: metal
16	VIA	ns^2np^4	O, S, Se Te, Po	Calcógenos o anfígenos	O, S y Se: no metales Te y Po: metaloides
17	VIIA	ns^2np^5	F, Cl, Br I, At	Halógenos	F, Cl, Br y I: no metales At: metaloide
18	VIIIA	ns^2np^6	He, Ne, Ar Kr, Xe, Rn	Gases nobles	No metales y de muy baja reactividad química

Entre las características más relevantes de algunos grupos representativos tenemos las siguientes:

- **Elementos alcalinos.** Son metales muy suaves y de aspecto brillante. Todos son muy activos químicamente, reaccionan vigorosamente con el agua y se almacenan bajo una capa de aceite o de parafina para prevenir su reacción con el aire.
- **Elementos alcalino-térreos.** Son químicamente activos, pero no tan activos ni tan suaves como los elementos alcalinos, y no es necesario que se almacenen en aceite.
- **Elementos halógenos o formadores de sales.** Reaccionan químicamente con la mayoría de los metales para formar sales. Son químicamente activos por lo que no se encuentran libres en la naturaleza.

2.1.2. Elementos de transición

N° DE GRUPO		CE terminal	Elementos	Nombre de la familia
IUPAC	Tradicional o común			
3	IIIB	$ns^2(n-1)d^1$	Sc, Y, La... Ac... Lr	Familia del escandio
4	IVB	$ns^2(n-1)d^2$	Ti, Zr, Hf	Familia del titanio
5	VB	$ns^2(n-1)d^3$	V	Familia del vanadio
6	VIB	$ns^1(n-1)d^5$	Cr	Familia del cromo
7	VIIIB	$ns^2(n-1)d^5$	Mn	Familia del manganeso
8	VIII B	$ns^2(n-1)d^6$	Fe	Elementos ferromagnéticos
9		$ns^2(n-1)d^7$	Co	
10		$ns^2(n-1)d^8$	Ni	
11	IB	$ns^1(n-1)d^{10}$	Cu, Ag, Au	Metales de acuñación de moneda
12	IIB	$ns^2(n-1)d^{10}$	Zn, Cd, Hg	Familia del cinc

2.2. UBICACIÓN DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS

Si tenemos como dato el número atómico de un elemento, ¿cómo poder ubicarlo sin recurrir al uso de la tabla periódica?

Quizás la respuesta resulte sencilla, conociendo su número de grupo y periodo, lo podremos ubicar; para ello, veamos a continuación la siguiente aplicación.

Aplicación 2

Determine el periodo y grupo en la tabla periódica de un elemento cuya carga nuclear es 33.

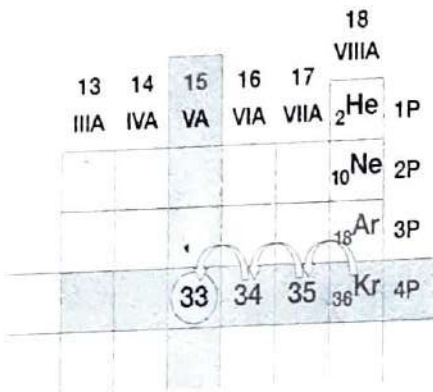
Resolución

Una forma de llegar a la respuesta es apoyarnos de la ubicación de los gases nobles. Para nuestro caso, lo más adecuado sería utilizar el kriptón ($Z=36$), pues a partir de él podemos llegar fácilmente al elemento solicitado.

Como sugerencia básica se recomienda aprender a dibujar la tabla periódica, así como reconocer su subdivisión en grupos y periodos. Este ejercicio resulta ser muy útil y de conocimiento valioso para temas posteriores.

Una vez dibujada la tabla periódica (ver gráfico adjunto) y ubicado el gas noble de referencia, llegamos a la ubicación del elemento solicitado: $Z=33$. Podremos decir entonces que el elemento citado pertenece al cuarto periodo y grupo 15 (VA).

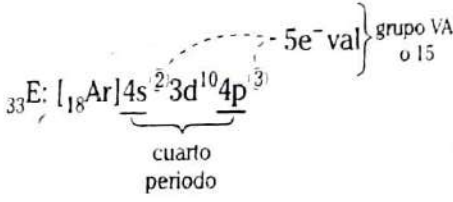
Se sugiere que este método lo practiquemos cada vez que el Z esté cercano al de un gas noble.



Otra manera de poder ubicarlo en la tabla periódica es conociendo su número de periodo y número de grupo a partir de la **CE de su átomo neutro**. Para ello, tener presente lo siguiente:

- N.º de periodo = N.º de niveles de energía
- N.º de grupo = N.º de electrones en los niveles de valencia

Luego aplicando a este caso $Z=33$, realizamos su CE.



Generalizando, tanto para elementos representativos como de transición, tenemos

Grupos	CE terminal	N.º de grupo	Ejemplos
A	ns^1	I o 1	-
	ns^2	II o 2	-
	$ns^2 np^x$	$(2+x)$	Si $x = 3$ → grupo VA o 15
B	$ns^2 \dots (n-1)d^x$	$(2+x)$	Si $x = 4$ → grupo VIB o 6 Si $x = 6; 7 \text{ u } 8$ → grupo VIIIB Si $x = 9$ → grupo IB o 11 Si $x = 10$ → grupo IIB o 12

Aplicación 3

Ubique en la tabla periódica al ${}^{33}\text{As}^{+3}$ y al ${}^8\text{O}^{-2}$.

Resolución

La ubicación de átomos que se encuentran en estado ionizado (catión o anión) será la misma que sus correspondientes átomos neutros; es decir, se ubicarán en el mismo casillero. Esto se debe a que la ubicación depende estrictamente de su carga nuclear o Z y no de la cantidad total de electrones que se tenga en ese momento.

Teniendo en cuenta la resolución de la aplicación anterior, la ubicación del ${}^{33}\text{As}^{+3}$ es el cuarto periodo y grupo VA o 15. De forma similar podemos afirmar que tanto el ${}^8\text{O}^{-2}$, ${}^8\text{O}^{+2}$ o el ${}^8\text{O}^{-1}$ se ubican en el mismo casillero que el del ${}^8\text{O}$, es decir, segundo periodo y grupo VIA o 16.

2.3. PROPIEDADES FÍSICAS DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS

Una forma importante de clasificar a los elementos es agrupándolos de acuerdo a su comportamiento eléctrico, es así que tenemos elementos metálicos, no metálicos y metaloides. La tabla adjunta muestra esta clasificación.

Diagrama da Tabela Periódica com as células coloridas de acordo com o tipo de elemento:

- met** (azul claro): Metais
- sem** (azul escuro): Semimetais
- no met** (branco): Não metais

Metales	No metales	Semimetales (metaloideos)
• Son buenos conductores del calor y la electricidad. • Son sólidos a temperatura ambiente excepto el Hg(l). • Son maleables y dúctiles. • La mayoría destaca por su brillo metálico.	• Son malos conductores de la electricidad y el calor a excepción del grafito. • Pueden ser sólidos, gases o líquidos a temperatura ambiente. • No se pueden laminar ni convertir en hilos. • No brillan, son opacos a excepción del grafito.	• Presentan propiedades intermedias entre metal y no metal. • A altas temperaturas conducen bien la corriente eléctrica (comportamiento metálico) y a bajas temperaturas no (comportamiento no metálico). • Son semiconductores.

¿Cómo es la jerarquía en la conductividad eléctrica?

Entre los metales, el mejor conductor eléctrico, a iguales condiciones de presión y temperatura, es la plata. En general, tenemos $\text{Ag} > \text{Cu} > \text{Au} > \text{Al}$.

¿Qué elemento es aquel que presenta el más alto punto de fusión?

Es el tungsteno o wolframio, su $T_f(W) = 3410^\circ\text{C}$. Se encuentra como filamento de las bombillas eléctricas, así como en las bujías para motores de combustión interna.

¿Qué elementos, a temperatura y presión ambiental, se presentan como moléculas diatómicas?

Tenemos como gases: H_2 , F_2 , Cl_2 , N_2 y O_2 ; líquido: Br_2 y sólido: I_2 .

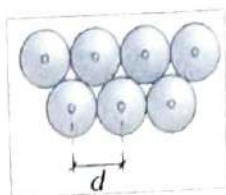
Esta última información es muy importante para comprender temas como fuerzas intermoleculares, estado gaseoso y reacciones químicas, principalmente.

2.4. PROPIEDADES PERIÓDICAS

Los elementos se encuentran ubicados de tal forma que sus propiedades varían periódicamente.

2.4.1. Radio atómico (RA)

Es la distancia aproximada entre el núcleo de un átomo y su electrón más alejado. En el caso de los metales, su valor sería aproximadamente $d/2$.



Distancia internuclear, determinada experimentalmente por difracción de rayos X.

A mayor carga nuclear efectiva (atracción real del núcleo vs. e^- val), los electrones estarán más fuertemente atraídos y, por consiguiente, se tendrá menor radio atómico.

Análisis para un mismo periodo

Dado que en un periodo la carga nuclear efectiva aumenta hacia la derecha (mayor Z), el radio atómico disminuirá en ese sentido.

Luego

A menor Z $\rightarrow$ mayor RA

		Aumento del radio atómico.					
Aumento del radio atómico	H						
	37						
	Li	Be	B	C	N	O	F
	152	112	83	77	75	73	72
	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
	186	160	143	117	110	104	99
	K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br
	227	197	135	122	120	116	114
	Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I
	248	215	167	140	140	143	133
	Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	
	265	222	170	175	150	167	

Valores de los RA en picómetros (pm)

Análisis para un mismo grupo

Si se desciende en un grupo, el número de niveles se incrementa y, por consiguiente, aumenta el radio atómico.

Luego

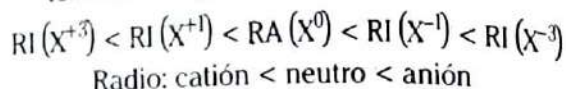
A mayor Z $\rightarrow$ mayor RA

A modo de conclusión, en un periodo el RA aumenta de derecha a izquierda, mientras que para un mismo grupo aumenta de arriba hacia abajo.

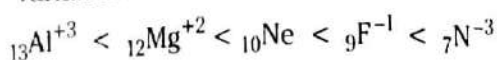
¿... Y para sus átomos ionizados?

Sus radios iónicos (RI) variarán según dos generalidades:

- Los cationes son siempre más pequeños que sus átomos neutros, así como también los aniones son siempre más grandes que sus correspondientes átomos neutros. Así tenemos en general que

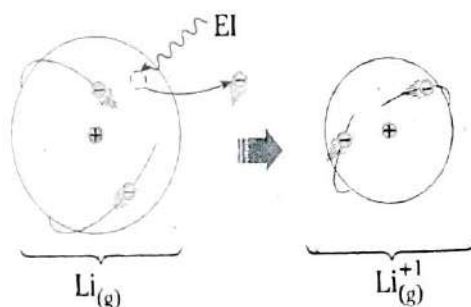


- Para especies isoelectrónicas, a menor carga nuclear (Z), mayor radio; así por ejemplo, para los siguientes átomos que presentan 10 electrones cada uno, sus tamaños varían así:



2.4.2. Energía de ionización (EI)

Es la cantidad de energía mínima requerida para poder quitar un electrón de valencia a un átomo en estado gaseoso. A este proceso de pérdida de electrones se le denomina oxidación. La magnitud de dicha energía es una medida de cuán fuertemente un electrón se encuentra atraído por el núcleo.



A mayor valor de la energía de ionización, mayor es la dificultad para "quitar" el electrón.

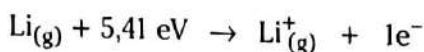
El proceso de ionización de un átomo se puede representar mediante la siguiente ecuación:



donde EI_1 representa la energía que el átomo absorbe (proceso endotérmico) para perder su primer electrón periférico. Si quisiéramos extraerle más de un electrón, le debemos suministrar otro valor de energía, siendo esta cada vez mayor.

$$EI_1 < EI_2 < EI_3$$

Para nuestro ejemplo (ver gráfico), el valor de EI_1 para el $Li_{(g)}$ es 5,41 eV (electronvoltio) y su ecuación será



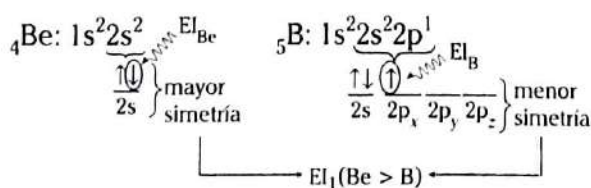
La tabla periódica adjunta muestra los valores de las primeras energías de ionización (EI_1) expresadas en kJ/mol para algunos elementos.

De dichos valores podemos generalizar que en un periodo la EI_1 aumenta de izquierda a derecha, mientras que para un mismo grupo de abajo hacia arriba.

IA		Aumento de las EI_1																VIIIA	
H 1312		$\xrightarrow{\hspace{10em}}$ Aumento de las EI_1 (hay excepciones, caso IIA > IIIA y VA > VIA)																	
Li 520.2	Be 899.4																		
Na 520.2	Md 737.7																		
K 418.8	Ca 589.8	Sc 631	Ti 658	V 650	Cr 652.8	Mn 717.4	Fe 759.3	Co 758	Ni 736.7	Cu 745.4	Zn 906.4	Ga 578.8	Ge 762.1	As 947	Se 940.9	Br 1139.9	Kr 1350.7		
Rb 403	Sr 549.5	Y 616	Zr 660	Nb 664	Mo 684.9	Tc 702	Ru 711	Rh 720	Pd 805	Ag 731	Cd 867.7	In 558.3	Sn 708.5	Sb 833.7	Te 869.2	I 1008.4	Xe 1170.4		
Cs 375.7	Ba 502.9	La 538.1	Hf 642	Ta 761	W 770	Re 760	Os 840	Ir 880	Pt 870	Au 890.1	Hg 1007	Tl 589.3	Pb 715.5	Bi 703.3	Po 812	At 930	Rn 1037		
Fr 400	Ra 509.3																		

Podemos observar que tal regularidad se cumple parcialmente pues para los grupos IIIA y IVA, así como VA y VIA, en vez de aumentar el valor de la EI_1 , este disminuye. La explicación de ello tiene que ver con la mayor simetría en la distribución de los electrones de valencia, pues a mayor simetría, mayor estabilidad y, por ende, mayor valor de EI_1 .

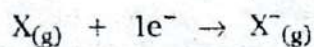
Ejemplo



También podemos decir que EI (no metal > metal). Esto explica por qué es más fácil oxidar (quitar e^-) los metales, pues se requiere de menor valor de EI. Son los metales alcalinos (IA) aquellos que tienen facilidad de perder su electrón periférico; por otro lado, son los gases nobles a quienes es más difícil poder oxidarlos.

2.4.3. Afinidad electrónica (AE)

Es aquella energía involucrada cuando un átomo neutro y en estado gaseoso acepta un electrón, o se reduce y se convierte en anión.



Cuando un átomo acepta un electrón, se presentan dos situaciones: el átomo libera energía al entorno (proceso exotérmico) o el átomo gana energía del entorno (proceso endotérmico). En el primer caso, la afinidad electrónica toma valor negativo y en el segundo caso positivo.

Los elementos pertenecientes a los grupos IIA, IIB y VIIIA presentan afinidades electrónicas positivas.

2.4.4. Electronegatividad (EN.)

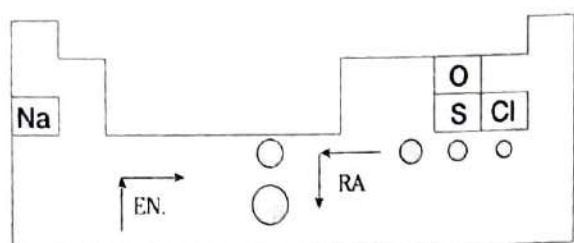
Es la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de otro cuando forma parte de un enlace químico. Cuanto mayor sea el valor de electronegatividad, mayor será su capacidad para atraer los electrones de valencia del otro átomo.

Según la escala de Pauling, el valor máximo 4 es asignado al flúor, siendo este el elemento más electronegativo. El elemento menos electronegativo (el más electropositivo) es el cesio, cuyo valor de electronegatividad es 0,7.

En general, son los elementos no metálicos los que presentan mayor valor de electronegatividad.

IA																
H 2.1	IIA									IIIA		IVA	VA	VIA	VIIA	
Li 1.0	Be 1.5									B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0		
Na 0.9	Mg 1.2	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B			IB	IIB	Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0
K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.8	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.7	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8
Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5
Cs 0.7	Ba 0.9	La 1.1	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.8	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2
Fr 0.7	Ra 0.9	Ac 1.1														

Aumento de la EN.



I. Verdadera

Como $RA(Na) > RA(Cl)$
 $\rightarrow$ tamaño atómico $Na > Cl$

II. Falsa

El $RA(S) > RA(O)$, pues el azufre tiene más niveles energéticos, tres frente a dos del oxígeno.

III. Verdadera

$EN. (Cl) > EN. (S)$, pues el cloro está más a la derecha.

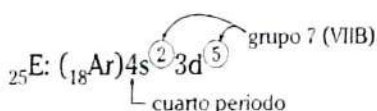
Problema N.º 4

Respecto al elemento de $Z=25$, se puede afirmar que es

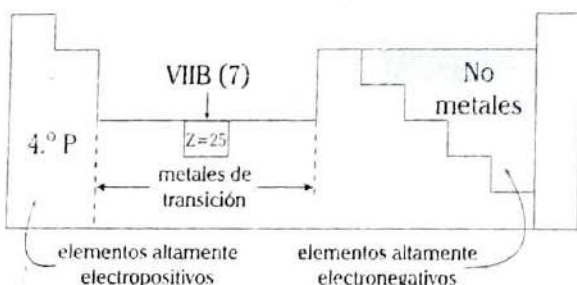
- I. altamente electropositivo.
- II. altamente electronegativo.
- III. un elemento del grupo A.
- IV. un elemento no metálico.
- V. un metal de transición.

Resolución

Para responder cada alternativa debemos primero ubicar al elemento en la tabla periódica.



Analizamos el siguiente resumen esquemático:



Se concluye que el elemento de $Z=25$ es un metal de transición.

I. Incorrecto

Elemento muy electropositivo, es todo metal ubicado a la izquierda, ya sea del IA o IIA.

II. Incorrecto

Elemento altamente electronegativo, es todo no metal ubicado a la derecha de la tabla periódica ya sea del VIA o del VIIA.

III. Incorrecto

El elemento de $Z=25$ pertenece al grupo B.

IV. Incorrecto

Los elementos no metálicos pertenecen al grupo A.

V. Correcto

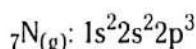
Al pertenecer a un grupo B le corresponde ser un elemento de transición.

Problema N.º 5

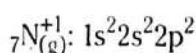
En función de la configuración electrónica, exprese el proceso que representa correctamente la primera energía de ionización del nitrógeno ($Z=7$).

Resolución

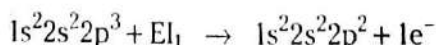
Realizamos la configuración electrónica para el nitrógeno neutro



y para su catión monovalente



Por lo tanto, el proceso de ionización será



PROBLEMAS PROPUESTOS

NIVEL BÁSICO

1. Marque la secuencia según el subnivel donde se ubica el último electrón al ser distribuido.

I. Metal alcalino () p
II. Metal de transición () s
III. Metal de transición interna () d
IV. No metal calcógeno () f

A) IV-I-III-II
B) I-II-III-IV
C) II-I-IV-III
D) IV-III-I-II
E) IV-I-II-III

2. ¿A qué familia de la tabla periódica pertenece el átomo de un elemento que tiene 19 protones, 20 neutrones y 18 electrones?

A) gas noble
B) alcalino-térreo
C) alcalino
D) halógeno
E) carbonóide

3. El átomo de un elemento se ubica en el cuarto periodo y grupo 14. ¿Cuál es su número atómico?

A) 34 B) 32 C) 38
D) 35 E) 30

4. Un átomo X es isótono con el $^{24}_{12}\text{Mg}$. Si además presenta 23 nucleones fundamentales, ubique su elemento químico en la tabla periódica.

A) tercer periodo, grupo 1
B) tercer Periodo, grupo 2

C) segundo periodo, grupo 1
D) cuarto periodo, grupo 2
E) cuarto periodo, grupo 1

5. Respecto al elemento químico, que en la tabla periódica se ubica en el grupo VA y en el mismo periodo que el xenón ($Z=54$), determine su número atómico.

A) 53 B) 48 C) 33
D) 51 E) 52

6. Respecto al elemento Q, que pertenece al grupo 16 y segundo periodo, indique cuál o cuáles proposiciones son correctas.

I. Su átomo neutro tiene ocho protones, siendo un elemento no metálico.
II. Sus propiedades químicas son similares al del elemento de $Z=52$.
III. Su anión divalente pertenece al grupo 18.

A) I y III B) II y III C) I y II
D) solo II E) solo III

7. Respecto a la variación en las propiedades periódicas de los elementos, es incorrecto afirmar que

A) la energía de ionización aumenta de izquierda a derecha en los periodos.
B) el carácter metálico aumenta de arriba hacia abajo en los grupos.
C) la electronegatividad disminuye de arriba hacia abajo en los grupos.
D) el volumen atómico disminuye de derecha a izquierda en los periodos.
E) el átomo neutro tiene menor radio atómico que su correspondiente anión.

NIVEL INTERMEDIO

8. Respecto a la tabla periódica, indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda.
- El cuarto periodo contiene 18 elementos.
 - Los elementos de un mismo grupo tienen igual cantidad de electrones.
 - Los elementos de transición interna pueden pertenecer a diferentes grupos B, pues todos son metálicos.

A) VFV B) FFV C) VVF
D) VFF E) FFF

9. Relacione las columnas familia química vs. elemento representativo.

Familia química

- Anfígeno
- Metal alcalino
- Gas noble
- Boroide

Elemento representativo

- Aluminio
- Hidrógeno
- Francio
- Teluro
- Neón

A) Ic y IIle B) IIb C) IVa y Ib
D) IIIe y IIc E) Ia

10. Si el elemento X pertenece al grupo VIA y cuarto periodo, se puede afirmar que

- su CE termina en el subnivel 4s.
- es un elemento de transición.
- pertenece a la familia de los nitrogenoides.
- tiene cuatro electrones de valencia.
- tiene en total 18 electrones en el tercer nivel.

11. Marque la secuencia correcta de verdad (V) o falsedad (F) según corresponda.

- El átomo de potasio ($Z=19$) tiene mayor tamaño que el átomo de flúor ($Z=9$).
- El selenio ($Z=34$) tiene menor radio atómico que el oxígeno ($Z=8$).
- El flúor ($Z=9$) es menos electronegativo que el hidrógeno ($Z=1$).

A) VFV B) VVF C) VVF
D) FFF E) VFF

12. Determine el elemento de menor energía de ionización y el de mayor electronegatividad, respectivamente, en los siguientes casos: ${}_{19}\text{K}$; ${}_{17}\text{Cl}$; ${}_{11}\text{Na}$ y ${}_{9}\text{F}$.

A) K; Cl B) Cl; Na C) K; F
D) Cl; F E) K; Na

13. De la siguiente lista de elementos químicos: Al, Fe, P, K, O, F, Co y Ne, ¿cuáles son metales (M) y cuáles no metales (NM)? Trate de responder sin ayuda de la tabla periódica.

A) M: Al, P, Co, Fe, K, O y NM: F, Ne
B) M: Al, P, Co, Fe, K y NM: F, Ne, O
C) M: K, Co, Fe, Al y NM: F, Ne, O, P
D) M: Al, F, Co, K y NM: Ne, O, Fe, P
E) M: P, Co, Al, Fe y NM: F, Ne, O, K

14. Indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda.

- Los elementos halógenos son los más electronegativos de la tabla periódica.
- Los no metales tienen gran afinidad por los electrones.
- Todos los gases nobles tienen como CE final: ns^2np^6 .
- El silicio es un semiconductor, mientras que el diamante es el elemento de más elevada dureza natural.

A) VFVF B) VVVF C) VVVV
D) FVVF E) VVFF



Enlace químico

Capítulo VI

OBJETIVOS

- Analizar los diversos tipos de enlaces químicos y su relación con las propiedades de las sustancias.
- Interpretar las estructuras de Lewis con el criterio de estabilidad atómica o molecular.

Analicemos las siguientes situaciones:

- Golpeamos con un martillo un pedazo de tiza y observamos que esta se quiebra en diferentes tamaños. Pero si hacemos lo mismo con un pedazo de metal, por ejemplo una llave o un clavo, estos no se quiebran. ¿A qué se debe ello?
- Calentamos los extremos de un ladrillo, cuchillo de acero y otro de plástico. Si cogemos por el otro extremo de cada material, notamos que en pocos segundos el cuchillo de acero nos calienta la mano cada vez con mayor intensidad; pero lo mismo no ocurre con el ladrillo ni con el cuchillo de plástico. ¿Cómo explicar ello?

En estas situaciones, las respuestas a estas interrogantes se relacionan con las propiedades de los materiales.

¿De qué factores dependen las propiedades?

Las propiedades dependen de muchos factores, tales como composición, estructura, tipo de enlace, tipo de procesamiento, entre otros. En este capítulo estudiaremos los enlaces químicos.

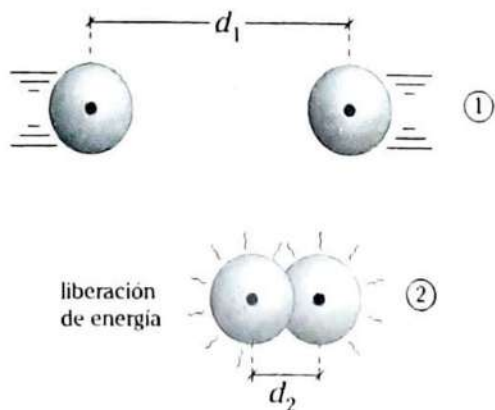
1. Definición

Los enlaces químicos son fuerzas de naturaleza eléctrica que mantienen unidos a los átomos. Dichas fuerzas son las responsables de su estabilidad, es decir, sin estas fuerzas los átomos se encontrarían en un estado de alta inestabilidad.

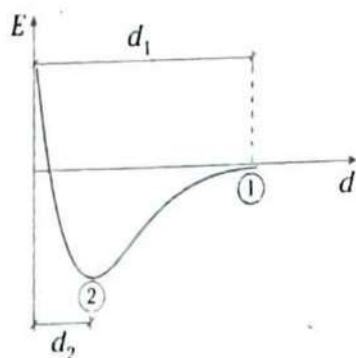
La estabilidad química está asociada a alcanzarse el nivel más bajo de energía.

Ejemplo

Se ilustran las condiciones de estabilidad en la formación de una molécula de hidrógeno (H_2).



En el estado 1, los átomos de hidrógeno van a su encuentro estando separados una distancia d_1 . Mientras que en el estado 2, los átomos se encuentran enlazados y separados una distancia d_2 . A esta distancia de separación se le llamará longitud de enlace. Gráficamente, el proceso de formación de enlace se ilustra así:



donde

- E : energía neta del sistema
- d : distancia de separación entre los núcleos atómicos
- ①: estado 1
- ②: estado 2

Si analizamos el gráfico, deducimos que conforme se van acercando los átomos (del ① al ②), el valor de la energía neta disminuye, alcanzándose el valor más bajo de energía en el ②. Podemos concluir que a menor energía neta del sistema, se alcanzará mayor estabilidad.

2. Notaciones de Lewis

Lewis desarrolló representaciones de los átomos con sus respectivos electrones de valencia simbolizados mediante el uso de puntos o aspas. Estas notaciones facilitaron la explicación de los mecanismos de unión así como la justificación de la estabilidad a nivel atómico.

Recordar que para el caso de los átomos pertenecientes a elementos representativos (grupos A), el número de grupos es igual al número de electrones de valencia. Así, para el átomo de nitrógeno ($N \in VA$), su notación de Lewis será $\cdot\ddot{N}\cdot$.

A continuación se muestran las notaciones de Lewis para cada primer elemento de su grupo representativo.

Grupo IUPAC	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Notación de Lewis	H·	·Be·	·B·	·C·	·N·	·O·	·F·	He:
								estados excitados
								·Ne·

Son estos los electrones de valencia que participarán total o parcialmente en la unión química entre átomos.

Ya que alcanzar estabilidad es el criterio que justifica la unión entre átomos, nos preguntamos: ¿qué átomo o átomos es (son) estable(s) por naturaleza, o que no requiere unirse con otro u otros para alcanzar su estabilidad?

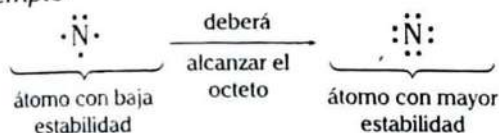
De todos los átomos que existen en la naturaleza, son los gases nobles aquellos que cumplen esta condición.

3. Regla del octeto

Cuando los átomos adquieren la configuración electrónica de un gas noble, en general, ocho electrones de valencia, son más estables químicamente.

Esta regla práctica nos ayudará a realizar la estructura de Lewis de las sustancias moleculares o iónicas.

Ejemplo



Quizás la pregunta que se haga sea: ¿cómo conseguirá el átomo de nitrógeno tres electrones más de los cinco que posee?

Para ello se deberá conocer los tipos de mecanismos de unión que se describen a continuación.

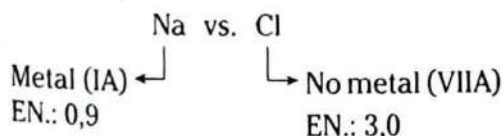
4. Tipos

4.1. ENLACE IÓNICO (EI) O ELECTROVALENTE

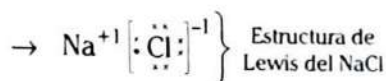
- Fuerza de unión: naturaleza electrostática
- Mecanismo de unión: transferencia de electrones
- Átomos participantes: pertenecientes a elementos de baja y alta electronegatividad, metales y no metales, respectivamente.
- Diferencia de electronegatividades: generalmente $\Delta\text{EN} \geq 1,7$

Ejemplo

Unión entre el átomo de sodio con el de cloro



Como la $\Delta\text{EN} = 2,1 > 1,7$ entonces el enlace es iónico. El sodio transfiere su electrón al cloro.



Una vez formado el enlace, cada átomo adquiere estabilidad, pues cada uno tiene $8e^-$ de valencia en sus últimas capas.

Ya que el sodio pierde electrones, sufre oxidación; mientras que el cloro al ganar electrones, reducción.

Aplicación 1

El nitruro de magnesio es un compuesto iónico de color amarillo verdoso. Realice la estructura de Lewis de su unidad fórmula y determine la cantidad de electrones transferidos.

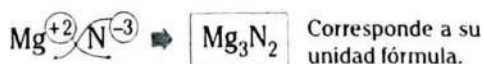
Resolución

Cuando los compuestos iónicos son binarios, el metal perderá todos sus electrones de valencia, mientras que el no metal ganará aquella cantidad de electrones para alcanzar el octeto.

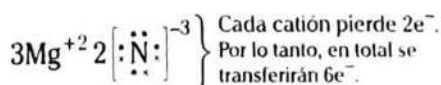
Mg ← metal (IIA): perderá $2e^-$ y se oxida a Mg^{+2}

N ← no metal (VA): ganará $3e^-$ y se reduce a N^{-3}

Entonces tenemos $\text{Mg}^{+2} \text{N}^{-3}$. Para garantizar que la cantidad de electrones perdidos iguale a la cantidad de electrones ganados, se recomienda realizar el cruce de los valores absolutos de las cargas eléctricas de cada ion.



Realizamos la estructura de Lewis



Propiedades generales de los compuestos iónicos

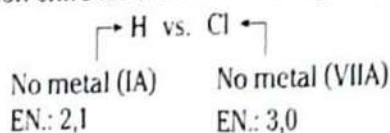
- A temperatura ambiental, se encuentran en estado sólido.
- Son cristalinos; es decir, sus iones se ubican espacialmente formando redes tridimensionales de estructuras muy ordenadas.
- Son relativamente duros.
- Soportan elevadas temperaturas, tienen elevado punto de fusión.
- Son solubles en solventes polares como el agua.
- En estado líquido puro o en solución acuosa, conducen la corriente eléctrica llamándoseles electrolitos.

4.2. ENLACE COVALENTE (EC)

- Fuerza de unión: naturaleza electromagnética
- Mecanismo de unión: compartición de electrones
- Átomos participantes: pertenecientes a elementos no metálicos
- Diferencia de electronegatividades:
 $0 \leq \Delta EN. < 1,7$

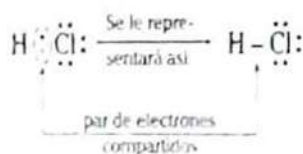
Ejemplo

Unión entre los átomos de hidrógeno y cloro

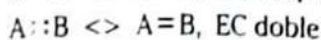
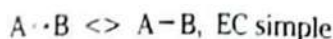


Como la $\Delta EN. = 0,9 < 1,7$ entonces el enlace es covalente.

Como la diferencia de electronegatividad no es muy alta, el mecanismo de unión no implica la transferencia de electrones sino la compartición de sus electrones de valencia necesarios para alcanzar el octeto de parte del cloro y el dueto para el hidrógeno.



En general, las abreviaturas de los enlaces covalentes según compartan diferente número de pares de electrones serán



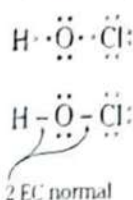
También se suele clasificar a los enlaces según la combinación o cruce de sus orbitales, llamándoseles unión tipo sigma (σ) y tipo pi (π):

$\text{A} \overset{\sigma}{-} \text{B}$	$\text{A} \overset{\sigma}{\equiv} \text{B}$	$\text{A} \overset{\pi}{\equiv} \text{B}$
1σ	$1\sigma \text{ y } 1\pi$	$1\sigma \text{ y } 2\pi$

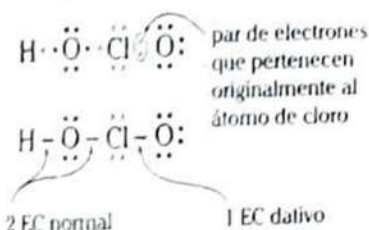
Según la forma como se consigue compartir el par de electrones, tenemos al **enlace covalente normal** y al **enlace covalente dativo**.

Ejemplos

1. HClO (ácido hipocloroso)



2. HClO₂ (ácido cloroso)



En el enlace covalente normal, ambos átomos comparten la misma cantidad de electrones, es decir



En el enlace covalente dativo (llamado también enlace covalente coordinado), un solo átomo aporta el par de electrones y el otro no. Una vez enlazados los dos electrones, estos pertenecen a ambos átomos.

Finalmente, otra forma de clasificar al enlace covalente es atendiendo a la polaridad del enlace. Así tenemos **enlace covalente polar** y **enlace covalente no polar**.

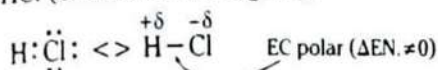
Ejemplos

1. H_2 (hidrógeno molecular)



Como ambos átomos tienen el mismo valor de electronegatividad, la compartición de electrones es equitativa, por lo que no se polariza.

2. HCl (cloruro de hidrógeno)



Como el cloro es más electronegativo que el hidrógeno, atrae más fuerte el par de electrones de enlace, o los retiene más tiempo cerca de su núcleo; esto hace que el enlace quede polarizado y el átomo de mayor electronegatividad quede cargado parcialmente negativo, δ^- ; mientras que el otro parcialmente positivo, δ^+ . Podemos decir también que este tipo de enlace presenta un porcentaje de carácter iónico (%CI). En general

A mayor $\Delta EN.$ < Mayor polaridad de enlace
Mayor % CI

Aplicación 2

¿Cuáles de las siguientes sustancias: $BeCl_2$, NH_3 , SO_2 y NH_4Cl presentan enlaces iónicos o covalentes?

Resolución

El **enlace covalente** se presenta entre no metales, pero hay excepciones; por ejemplo, los compuestos que presentan al grupo NH_4^+ o $(NH_4)^{+1}$ son iónicos, así tenemos el caso del NH_4Cl (cloruro de amonio), que a pesar de contener puros elementos no metálicos es de tipo iónico. De la lista de sustancias, podemos decir que el NH_3 y SO_2 presentan enlace covalente.

El **enlace iónico** se presenta entre metales y no metales, aunque también hay excepciones; por ejemplo, los hidruros del Be y Al (BeH_2 y AlH_3) son covalentes, a pesar de que estos dos elementos son metales y el hidrógeno no metal; también los haluros BeF_2 , $BeCl_2$, $BeBr_2$, BeI_2 , AlF_3 , $AlCl_3$, $AlBr_3$ y AlI_3 son covalentes.

4.3. ENLACE METÁLICO

- Fuerza de unión: naturaleza eléctrica
- Mecanismo de unión: compartición colectiva del total de electrones de valencia entre los núcleos que presenta el metal
- Átomos participantes: pertenecientes a elementos metálicos, del mismo o de diferentes elementos

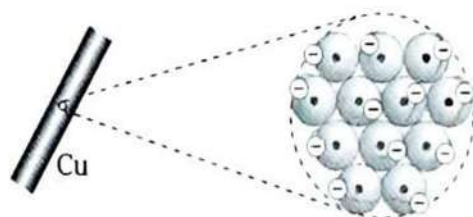
Ejemplos

En los siguientes sólidos se presenta el enlace metálico.

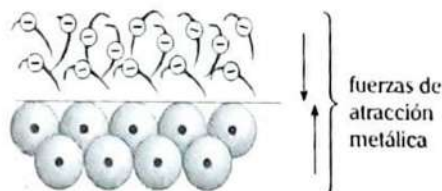
Metales puros: Cu, Ag, Au, y otros.

Aleaciones metálicas: latón (Cu y Zn), bronce (Cu y Sn), alpaca (Cu, Zn y Ni), y otros.

Analicemos un pedazo de alambre de cobre



El enlace metálico se establece por atracción de campos: positivo (+) de los núcleos atómicos y negativo (-) de los electrones de valencia (mar de electrones).



Este enlace es responsable de las siguientes propiedades: brillo, ductibilidad, maleabilidad, conductividad térmica y eléctrica, entre otras.

PROBLEMAS RESUELTOS

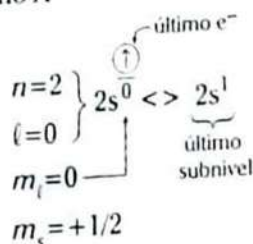
Problema N.º 1

Los números cuánticos del último electrón de los átomos A y B son (2, 0, 0, +1/2) y (3, 1, 0, -1/2), respectivamente, en el compuesto AB, el enlace es

UNMSM 2011-I

Resolución

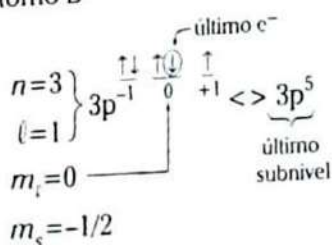
Para el átomo A



Completamos su CE

A: $1s^2 2s^1$ → A es metal del IA

Para el átomo B



Completamos su CE

B: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ → B es no metal del VIIA
Por lo tanto, como A es metal y B no metal, se unirán iónicamente.

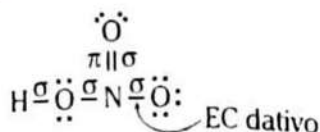
Problema N.º 2

Al realizar la estructura de Lewis para el ácido nítrico (HNO_3), determine cuántos enlaces sigma así como enlaces coordinados poseen dos moléculas de dicho ácido.

Resolución

Cuando se piden estructuras de Lewis de ácidos oxácidos, se recomienda formar grupos (H-O).

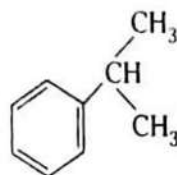
Para ello, la fórmula HNO_3 se modifica a (HO) NO_2 . Luego tenemos



Entonces hay cuatro enlaces sigma y un enlace dativo por molécula. Por lo tanto, en dos moléculas habrá 8 enlaces sigma y 2 enlaces dativos.

Problema N.º 3

Determine el número de enlaces sigma (σ) y pi (π) presentes en el isopropil benceno (cumeno).

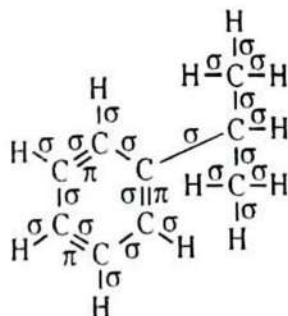


Resolución

Cuando se presenten estructuras cíclicas (figuras geométricas) se debe tener presente lo siguiente:

- Cada vértice representa a un átomo de carbono.
- Cada átomo de carbono utiliza sus 4e⁻ val.
- Cada átomo de carbono está unido a uno o más átomos de hidrógeno.

Según lo anterior, desarrollamos la estructura de Lewis de la molécula del cumeno.



Por lo tanto, se observan 21 enlaces σ y 3 enlaces π .

PROBLEMAS PROPUESTOS

NIVEL BÁSICO

1. Sobre el enlace químico, ¿qué proposición es la correcta?

- A) Es la fuerza eléctrica que mantiene unidas a las moléculas de una sustancia.
- B) A mayor energía del enlace, menor será su estabilidad.
- C) La notación de Lewis del carbono ($Z=6$) en su estado basal es $\cdot\dot{\text{C}}\cdot$.
- D) En la formación de enlaces químicos no necesariamente todos los átomos cumplen con el octeto.
- E) El enlace iónico se presenta generalmente entre átomos de alta electronegatividad.

2. ¿Cuál no posee enlace electrovalente?

- A) KOH B) CaO C) BeO
- D) Na_2S E) AlCl_3

3. En relación con los compuestos iónicos, determine la alternativa incorrecta.

- A) Por lo general se forman entre un metal y un no metal.
- B) Son compuestos que presentan alto punto de fusión.
- C) En condiciones ambientales se encuentran en los tres estados físicos.
- D) La mayoría es soluble en agua y otros solventes polares.
- E) Por lo general, en estado sólido no conducen la electricidad.

4. Indique las proposiciones incorrectas.

- I. Si dos átomos diferentes comparten electrones, se forma siempre un enlace covalente polar.
- II. En la molécula del N_2 se presenta un enlace múltiple apolar.

III. La diferencia entre el enlace covalente normal y el dativo es que en este último no se completa el octeto electrónico.

- A) I y III B) I y IV C) todas
- D) I, II y III E) solo III

5. El veneno del escorpión, llamado a menudo vinagrón, contiene 85% de ácido acético (CH_3COOH), muy por encima de la composición habitual del vinagre. Para una molécula de dicha sustancia, determine y marque la secuencia correcta.

- I. N.º de electrones de valencia
- II. N.º de enlaces múltiples
- III. N.º de enlaces normales

- A) 24; 1; 8 B) 22; 2; 7 C) 23; 3; 4
- D) 25; 3; 5 E) 24; 1; 7

6. El freón-11 (CFCl_3) se utiliza como refrigerante y forma parte de los disolventes y los aerosoles. Hoy, su producción es reducida porque daña la capa de ozono. ¿Qué proposiciones son correctas respecto al freón-11?

- I. El flúor es el átomo central.
- II. Tiene 32 electrones de valencia.
- III. Todos sus átomos tienen octeto incompleto.

- A) solo I B) solo II C) I y II
- D) II y III E) todas

7. Indique la secuencia correcta de verdad (V) o falsedad (F) respecto al enlace metálico.

- I. Se presenta en metales representativos y de transición, así como en aleaciones.
- II. La conductividad eléctrica de los metales es explicada por el modelo del gas electrónico "mar de electrones".
- III. Forma estructuras cristalinas.

- A) VVV B) FFF C) VVF
- D) FFV E) VFV

NIVEL INTERMEDIO

8. Respecto al enlace químico, señale la proposición incorrecta.
- Es una fuerza predominantemente eléctrica.
 - Su intensidad varía en forma directa con la energía de enlace.
 - En su formación, los átomos adquieren un estado de menor energía.
 - Su ruptura o disociación es exotérmica.
 - Los átomos modifican su configuración electrónica al establecerse el enlace.
9. Respecto al enlace iónico, señale la proposición incorrecta.
- Entre los cationes y aniones se manifiesta una fuerza electrostática.
 - Los iones formados son producto de un proceso de reducción y oxidación.
 - Su intensidad está en relación inversa con el tamaño de los iones.
 - Forma una red cristalina donde la interacción entre los iones es unidireccional.
 - Es el resultado de la unión de un metal con un no metal.
10. Respecto a los compuestos iónicos, ¿cuál o cuáles de las siguientes proposiciones son incorrectas?
- Pueden ser compuestos ternarios.
 - No forman moléculas.
 - Todos son solubles en agua.
- I y II
 - II y III
 - III
 - todas
 - II
11. Respecto al enlace covalente, indique la proposición correcta.
- En el compuesto SnCl_2 , el átomo central cumple con el octeto.
 - Siempre se efectúa entre elementos de alta electronegatividad.
 - A mayor energía de enlace, mayor inestabilidad química.
 - Un enlace múltiple tiene mínimo una unión tipo π .
 - En el sulfuro de hidrógeno (H_2S), todos sus átomos cumplen con el octeto.
12. Dadas las siguientes proposiciones, determine su veracidad (V) o falsedad (F).
- En el alcohol metílico (CH_3OH), el enlace O-H es iónico.
 - En el amoníaco (NH_3), los enlaces N-H son apolares.
 - En el acetileno (C_2H_2), existen cinco enlaces covalentes normales.
- FVV
 - FFF
 - FFV
 - FVF
 - VFV
13. Respecto al enlace metálico, de acuerdo con el modelo del gas electrónico, indique verdadero (V) o falso (F).
- Los metales o aleaciones metálicas se consideran un ordenamiento tridimensional de cationes inmersos en un "mar de electrones" deslocalizados.
 - Es responsable de la fragilidad de algunos metales.
 - Influyen en la alta conductividad térmica de los metales.
- VFV
 - VVV
 - FFF
 - FFV
 - FVF

Fuerzas intermoleculares

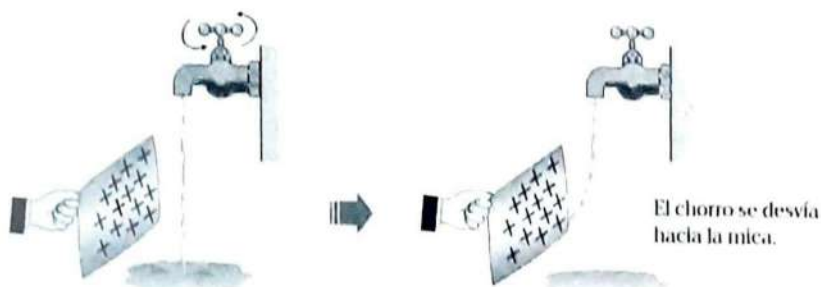
Capítulo VII

OBJETIVOS

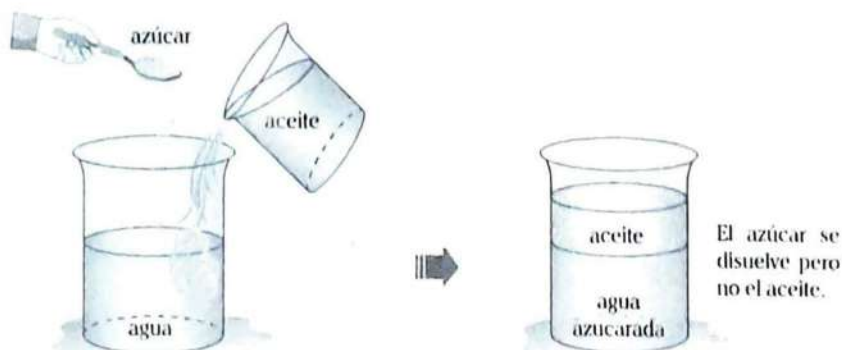
- Explicar los tipos de interacciones intermoleculares para sustancias puras o mezclas en función de la naturaleza polar de sus moléculas.
- Analizar la influencia de las estructuras moleculares así como de las fuerzas intermoleculares de atracción en las propiedades físicas.

A continuación se presentan dos situaciones para analizar.

1. Acercamos la superficie electrizada de una mica al chorro fino y continuo de agua potable.



2. Añadimos azúcar y aceite vegetal en un vaso con agua y luego agitamos la mezcla.



¿Qué fundamento teórico me permite comprender cada una de estas situaciones?

Las respuestas a tales inquietudes las encontraremos si se analiza la naturaleza polar así como el tipo de fuerza de unión entre las moléculas presentes tanto en el agua, azúcar (sacarosa) y aceite.

1. Conceptos previos

1.1. MOLÉCULA

El término molécula hace referencia a aquella porción mínima de materia constituida por la unión covalente de dos o más átomos.

Aplicación 1

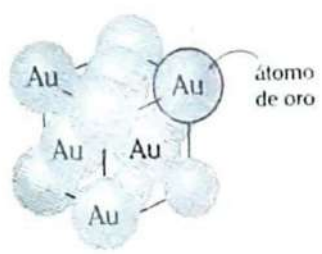
¿Cuál de las siguientes sustancias: oro (Au), agua (H₂O) y cloruro de sodio (NaCl) tiene como unidad estructural (entidad elemental) a la molécula?

Resolución

Analizando cada sustancia, tenemos lo siguiente:

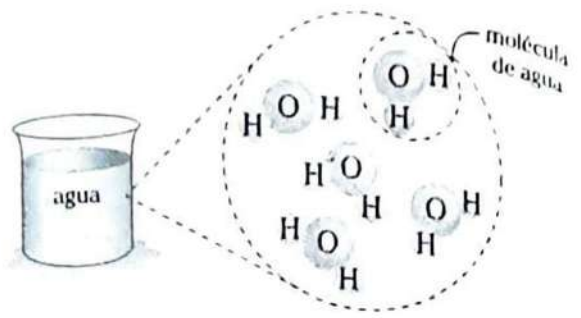
- **Au:** sólido cuyas unidades estructurales son los **átomos** que se unen entre sí por enlace de tipo metálico; es decir, este metal no presenta moléculas.

Los átomos de oro se acomodan formando un ordenamiento espacial llamado "red cristalina", tal como se muestra.



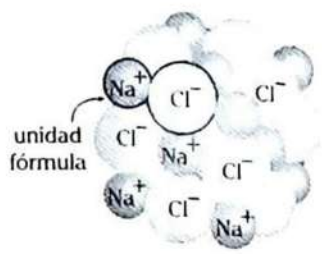
Si calentamos al metal hasta la fusión (pasar al estado líquido), los átomos se separarían y se destruiría la red.

- **H₂O:** líquido cuyas unidades estructurales son las **moléculas** (los átomos de H y O se unen covalentemente). Si elevamos la temperatura, estas se van alejando pero siempre manteniendo sus tres átomos por molécula. Esta es la respuesta.



- **NaCl:** sólido cristalino cuyo ordenamiento lo constituyen pares de iones Na⁺ y Cl⁻, que a diferencia de los casos anteriores se unen iónicamente. El cloruro de sodio no presenta moléculas.

Para representar a un compuesto iónico, se utiliza como unidad estructural a la **unidad fórmula**.



IMPORTANTE

Las moléculas que forman parte de un sólido, líquido o gas permanecen como tal incluso si son sometidas a cambios físicos. Así, por ejemplo, si calentamos una sustancia que se encuentra en estado sólido, ya sea en su fusión (s → l) o sublimación (s → v), solo se lograría separar a las moléculas; de la misma manera, si se calienta una sustancia líquida, al evaporarse o hervirse, sus moléculas permanecerían como tal solo que más distanciadas unas de otras.

Una vez aclarado cuándo una sustancia presenta moléculas, es importante también conocer cuál es el ordenamiento o disposición espacial de sus átomos, es decir, conocer sus estructuras moleculares.

1.2. GEOMETRÍA MOLECULAR

La geometría molecular o estructura molecular se refiere a la disposición tridimensional (espacial) más estable de sus átomos y teniendo como referencia al átomo central. Esta geometría se logra si unimos imaginariamente, mediante el trazado de líneas, los extremos de los átomos presentes. En algunos casos, encontraremos geometrías no simétricas como simétricas del tipo lineal, trigonal plana (triángulos equiláteros), tetraédricas (cada cara es un triángulo equilátero), entre otras.

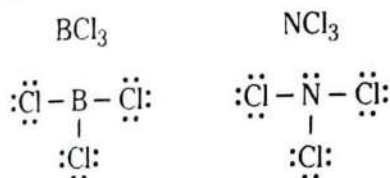
El conocimiento del tipo de geometría molecular influye, por ejemplo, en la determinación de la polaridad y reactividad de las moléculas, entre otras propiedades.

Aplicación 2

Determine el tipo de geometría molecular que presentan el BCl_3 y NCl_3 .

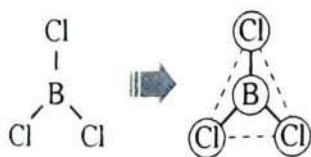
Resolución

Primero realizamos la estructura de Lewis de cada molécula; para ello, debemos recordar que el boro pertenece al grupo 13 (IIIA), el nitrógeno al grupo 15 (VA) y el cloro al grupo 17 (VIIA).



Si analizamos al átomo central y ubicamos a los átomos de cloro en posiciones que permitan formar los mismos ángulos de enlace entre sí, es decir, garantizar la mínima repulsión entre ellos, tenemos

- Para el caso del BCl_3



Vemos que la geometría molecular (puntos suspensivos) es de tipo triangular, llamada trigonal plana, porque los ángulos de enlace $\text{Cl}-\text{B}-\text{Cl}$ son aproximadamente 120° .

- Para el caso del NCl_3



En este caso, la presencia del par de electrones, en el nitrógeno, ejerce repulsión sobre los átomos de cloro haciendo que la estructura pase de una dimensión plana a una tridimensional de tipo piramidal.

Tipos de geometrías moleculares

Tipo de geometría	Estructura molecular	Tipo de fórmula	Ejemplos
Lineal (simétrica)		AX_2	BeCl_2 , CO_2
Angular (asimétrica)		AX_2	SO_2 , O_3 , H_2O
Trigonal plana (simétrica)		AX_3	BF_3 , SO_3
Piramidal (asimétrica)		AX_3	NH_3
Tetraédrica (simétrica)		AX_4	CH_4

Tipo de geometría	Estructura molecular	Tipo de fórmula	Ejemplos
Bipirámide trigonal (simétrica)		AX_5	PCl_5
Octaédrica (simétrica)		AX_6	SF_6

donde

- A: representa al átomo central de la molécula.
- X: representa a uno de los átomos que rodea al átomo central.

1.3. POLARIDAD DE UNA MOLÉCULA

Una molécula es polar cuando la distribución interna de sus electrones es asimétrica; es decir, las cargas eléctricas negativas se concentran más a un lado quedando el otro cargado positivamente. Dicha separación de cargas eléctricas (de igual magnitud, pero de signo opuesto) da lugar a la formación del **dipolo eléctrico**.

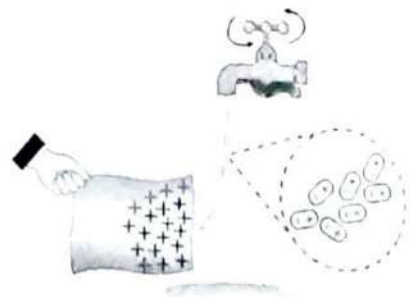
El siguiente esquema muestra la molécula polar del fluoruro de hidrógeno (HF):



El átomo de flúor por ser más electronegativo concentra la mayor densidad electrónica.

Las moléculas polares son sensibles a la presencia de un campo eléctrico, pues estas se orientan (cambian de dirección) debido a las fuerzas de atracción o repulsión de sus polos eléctricos. Recuerde la experiencia que se presentó al inicio, relacionada con la desviación del agua

potable cuando se le acerca una mica electrizada, ahora sí podemos comprender que tal desviación se debe a que el agua es un líquido polar, por lo que sus polos negativos se ven atraídos por la polaridad positiva de la superficie de la mica.



Dipolos eléctricos desviados por el campo eléctrico positivo de la mica.

¿Qué criterios me ayudarán a poder identificar si las sustancias moleculares son polares o apolares?

Para ello, revisemos la siguiente aplicación.

Aplicación 3

Determine la polaridad o no polaridad de las moléculas que forman parte de las siguientes sustancias: H_2 , HCl , CO_2 , HCN y CH_3OCH_3 .

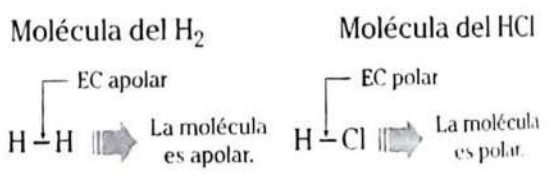
Resolución

El análisis de la polaridad la realizaremos en dos situaciones: para las moléculas diatómicas y las poliatómicas.

Caso 1

Moléculas diatómicas

Estas moléculas al presentar un solo tipo de enlace su polaridad dependerá estrictamente de este, así tenemos



A partir de estos dos ejemplos podemos plantear las siguientes generalizaciones:

	MOLECULAS	
	H ₂	HCl
Tipo de polaridad	Apolar	Polar
Los átomos unidos pertenecen...	al mismo elemento (homonuclear).	a diferentes elementos (heteronuclear).
La compartición de sus electrones es de tipo...	equitativa; ambos átomos atraen el par de electrones con la misma intensidad.	no equitativa; el átomo de cloro por ser más electronegativo retiene más tiempo el par de electrones de enlace.
La distribución espacial de la nube de electrones es...	 simétrica.	 asimétrica.

Caso 2

Moléculas triatómicas, tetratómicas o de mayor atomicidad

La decisión de la polaridad no depende estrictamente de la polaridad de los enlaces sino del análisis de toda la molécula que en particular, como regla práctica, dependerá del análisis de su átomo central. ¿Qué pasos debemos realizar?

- Estructura de Lewis de la molécula
- Analizar al átomo central, y ver si este presenta electrones sin compartir o si está unido a átomos que pertenecen al mismo o a diferentes elementos.

A modo de resumen, para la mayoría de las moléculas se sugiere tener presente el siguiente cuadro:

Análisis sobre la molécula	Posibles respuestas		
¿Su átomo central comparte todos sus electrones de valencia?	Sí	Sí	No
¿Su átomo central está unido a átomos que entre sí pertenecen al mismo elemento?	Sí	No	Sí o No

Luego del análisis de ambas respuestas concluimos



Molécula no polar



Molécula polar

Tipos de simetría molecular

M. simétrica

M. no simétricas

Tipos de geometría molecular

Lineal, trigonal plana, tetraédrica, etc.

Angular, piramidal, etc.

Ejemplos (el átomo central está en negrita)

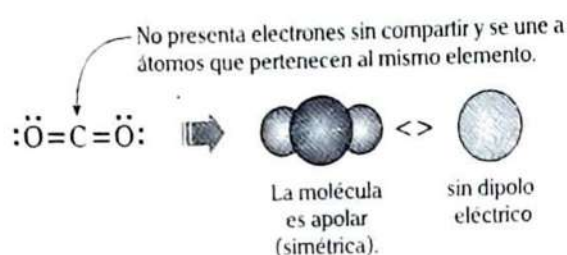
BeCl₂, **BF**₃, CH₄,
PF₅, CO₂

CHCl₃, HCHO,
CH₃OH, HCN

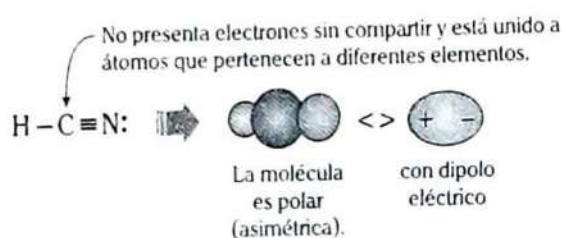
HClO, **Sn**Cl₂,
NO₂, CH₃OCH₃

Nos damos cuenta que en el cuadro anterior se precisa la polaridad o no polaridad de las tres sustancias (CO_2 , HCN y CH_3OCH_3) de nuestra aplicación; sin embargo, a continuación se da su explicación.

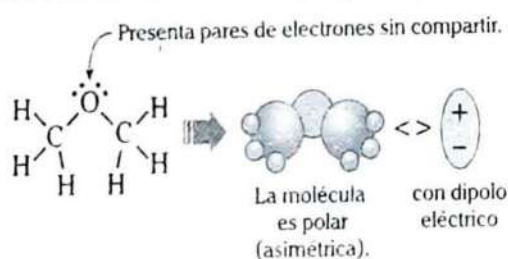
Molécula del anhídrido carbónico (CO_2)



Molécula del cianuro de hidrógeno (HCN)



Molécula del éter metílico (CH_3OCH_3)

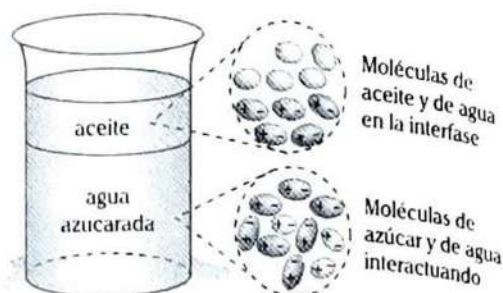


IMPORTANTE

En general, se cumple que las moléculas de similar polaridad son solubles entre sí; es decir, lo polar es soluble o miscible en lo polar, así como también, lo apolar es soluble o miscible en lo apolar.

Recuerda la segunda experiencia que se presentó al inicio, relacionada con la facilidad que tiene el azúcar y no el aceite de disolverse en el

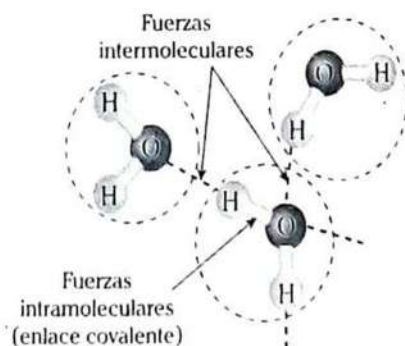
agua, ahora sí es más fácil comprender el porqué, ¿verdad? Podemos decir que el agua al ser un líquido polar podrá disolver a otra sustancia también polar como el azúcar, no ocurriendo lo mismo con el aceite por estar constituido de moléculas de tipo apolar.



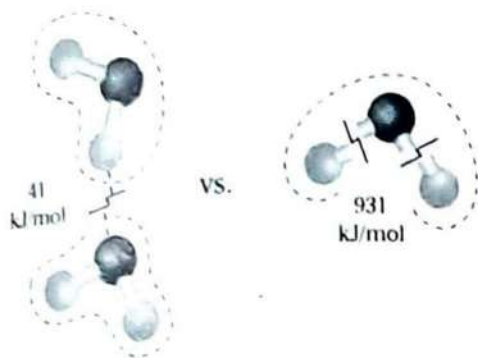
Quizás se esté preguntando... Si las moléculas polares se atraen entre sí cuando se acercan dos polos de signo contrario, ¿cómo será posible explicar la unión que se establece entre las moléculas no polares? Para conocer ello, debemos estudiar las fuerzas intermoleculares.

2. Definición

Si bien las fuerzas de unión que se presentan entre los átomos, que forman parte de una molécula, se les denomina fuerzas **intramoleculares** o enlaces químicos, es necesario conocer ahora que a nivel de la interacción de las moléculas también se presentan fuerzas de atracción denominadas fuerzas **intermoleculares** o enlaces físicos. El siguiente gráfico ilustra cada una de estas fuerzas de atracción.



Las fuerzas intermoleculares son más débiles que los enlaces químicos, tal es el caso, por ejemplo, de la comparación entre las energías requeridas para evaporar al agua líquida (41 kJ/mol) respecto de las necesarias para disociar (separar al H del O) a todas sus moléculas (931 kJ/mol).



Dichas fuerzas están presentes en las sustancias puras; por ejemplo, las uniones de las moléculas de agua dentro de una gota de líquido:

$\text{H}_2\text{O} \dots \text{H}_2\text{O}$, así como en las mezclas, tal es el caso de la sacarosa en agua: $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} \dots \text{H}_2\text{O}$

¿Por qué es importante el conocimiento de estas fuerzas?

Las fuerzas intermoleculares son importantes pues nos permiten justificar lo siguiente:

- La existencia de los estados condensados de la materia (sólido y líquido), ya que, sin estos, las moléculas se moverían por agitación térmica sin ningún tipo de atracción entre ellas; como consecuencia, el estado físico sería siempre el gaseoso.
- Los cambios de estado de la materia, tales como la fusión, vaporización, sublimación, condensación, etc.; en particular, la licuefacción de todas las sustancias, incluso de los gases nobles.
- Las propiedades adhesivas y cohesivas de los pegamentos, adhesivos y sellantes.

En general, influyen en la justificación de las propiedades físicas de las sustancias, tales

como los puntos de fusión y de ebullición, densidad, solubilidad, tensión superficial, viscosidad de los líquidos, entre otros.

¿Qué es aquello que hace posible la unión entre las moléculas?

El fundamento que explica la existencia de estas fuerzas recae en la presencia de polos eléctricos de signo contrario por parte de los dipolos permanentes, inducidos o instantáneos generados; estos últimos gracias a la polarizabilidad (polarización debido a distorsiones en las nubes electrónicas) de sus moléculas.

Así tenemos

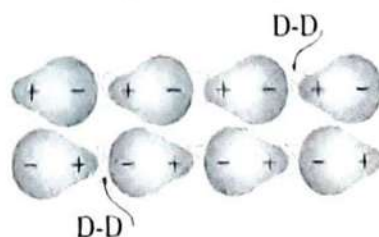
- Dipolo permanente, característico de las moléculas polares.
- Dipolo inducido, cuyo origen se presenta cuando al acercarse una molécula polar a otra de tipo no polar, hace que esta redistribuya la concentración de sus electrones y quede polarizada; en otras palabras, la molécula polar induce que la molécula no polar se vuelva polar.
- Dipolo instantáneo, su formación es una característica de las fuerzas de dispersión o de London que se analizará a continuación.

3. Clasificación

3.1. FUERZAS DE VAN DER WAALS

3.1.1. Fuerzas dipolo-dipolo (D-D) o fuerzas de Keesom

Son fuerzas de tipo electrostático que actúan entre moléculas polares mediante la atracción de sus polos de signo contrario.

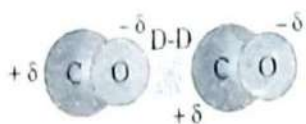


Características

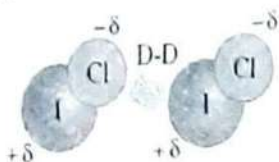
- La intensidad de dichas fuerzas depende de la polaridad de la molécula; es decir, a mayor polaridad, mayor intensidad de la unión dipolo-dipolo.
- Son más débiles que las fuerzas de London.

Ejemplos

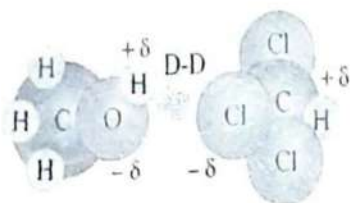
1. Monóxido de carbono, $\text{CO}_{(l)}$:
 $\text{CO} \dots \text{CO}$



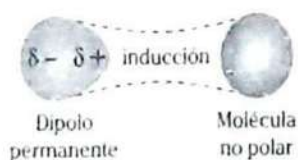
2. Cloruro de yodo, $\text{ICl}_{(s)}$:
 $\text{ICl} \dots \text{ICl}$



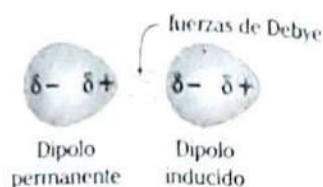
3. Metanol en cloroformo, $\text{CH}_3\text{OH}_{(\text{cloroformo})}$:
 $\text{CH}_3\text{OH} \dots \text{CHCl}_3$

**3.1.2. Fuerzas dipolo-dipolo inducido o fuerzas de Debye**

Las fuerzas dipolo-dipolo inducido se presentan entre una molécula polar y otra no polar. La molécula polar induce un dipolo en la no polar; es decir, esta segunda molécula se polariza.



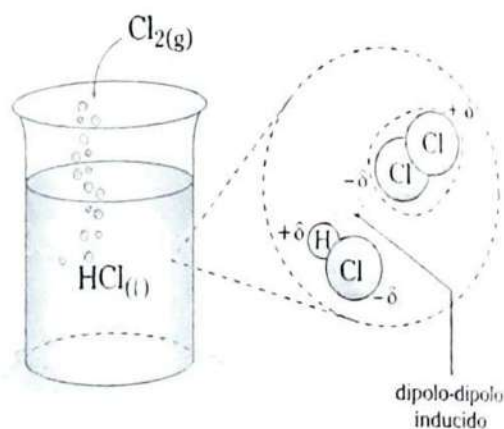
Entonces

**Características**

- Son más débiles que la interacción dipolo-dipolo.
- Justifican la pequeñísima solubilidad del agua en disolventes apolares o de las moléculas apolares al disolverse en agua.

Ejemplo

Cloro gaseoso disuelto en cloruro de hidrógeno líquido, $\text{Cl}_2(\text{HCl})$: $\text{Cl}_2 \dots \text{HCl}$

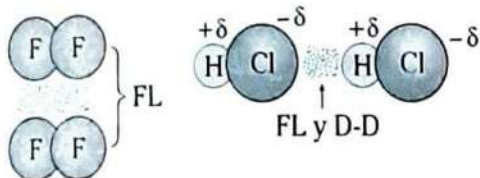
**3.1.3. Fuerzas de London (FL) o de dispersión**

Ya que las nubes electrónicas de las moléculas no están fijas sino que se van distribuyendo entre los átomos unidos, permite que en un momento dado se produzca un dipolo instantáneo, quien a su vez inducirá nuevos dipolos instantáneos en las moléculas cercanas. La orientación entre sí de estos dipolos dará lugar a las fuerzas de dispersión.

Los dipolos se denominan instantáneos porque solo duran una pequeña fracción de segundo. Como conjunto, los dipolos prevalecen por la formación sucesiva de nuevos dipolos instantáneos. Lo que permite que estos dipolos se minimicen es el alejamiento de sus moléculas. Es por ello que las fuerzas de dispersión son de corto alcance y se manifiestan para rangos de separación entre 0,5 y 1,0 nm.

Características

- Son exclusivas para uniones entre moléculas apolares, tales como H_2 , Cl_2 , CH_4 , C_6H_6 , CS_2 , $CH_3CH_2CH_3$, entre otras.
- En general, se presentan en todas las sustancias moleculares, ya sean estas polares o apolares. Por ejemplo, entre las moléculas del F_2 (apolar) solamente hay fuerzas de dispersión, pero entre las moléculas del HCl (polar) hay fuerzas dipolo-dipolo y además fuerzas de dispersión.



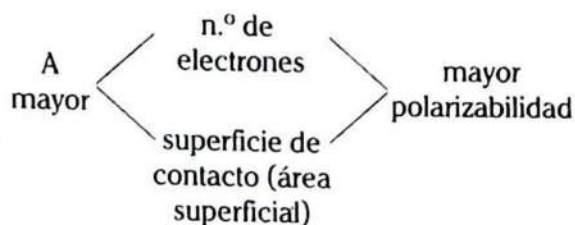
- Permiten la licuación de los gases cuando a estos se les somete a elevadas presiones y bajas temperaturas (bajo $0^\circ C$).
- La intensidad de dichas fuerzas depende de la forma y de la polarizabilidad de las moléculas.

¿Qué se entiende por polarizabilidad y de qué depende?

La polarizabilidad de un átomo se define como la facilidad que este presenta para distorsionar sus nubes de electrones por parte de un ion o una molécula polar vecina. Esta polarizabilidad

será mayor para el caso de los átomos pesados y de gran tamaño, como es el caso de los halógenos, bromo y yodo, o de los gases nobles como el xenón; pues estos se caracterizan por presentar electrones de valencia débilmente atraídos por sus núcleos y orbitales de valencia muy próximos entre sí que facilitan su distorsión.

En general



Aplicación 4

Entre las moléculas del Br_2 , F_2 y Cl_2 , ¿quién posee mayor temperatura de ebullición?

$Z(Br = 35; F = 9; Cl = 17)$

Resolución

La temperatura de ebullición (T_{eb}) es aquella temperatura que alcanza un líquido en el momento de hervir; es decir, cuando toda su masa líquida tiende a vaporizarse. Ahora, vaporizarse implica que las moléculas líquidas pasan a la fase gaseosa; es decir, se ha garantizado romper aquellas fuerzas intermoleculares que las mantienen unidas. Para nuestro caso, como son moléculas apolares, debemos vencer las fuerzas de London de tal modo que

A mayor $\#e^-$ por molécula $\rightarrow$ mayor FL $\rightarrow$ mayor T_{eb}

	F_2	Br_2	Cl_2
N.º total de electrones	18	70	34

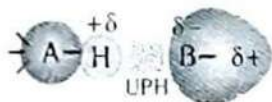
Podemos concluir que el bromo tiene la mayor T_{eb} .

3.2. UNIÓN PUENTE DE HIDRÓGENO (UPH) O ENLACE DE HIDRÓGENO

Es una interacción de tipo dipolo-dipolo fuerte que se da entre un átomo de hidrógeno con carga parcial positiva y un átomo electronegativo y pequeño, tales como el de nitrógeno (N), oxígeno (O) o flúor (F).

Características

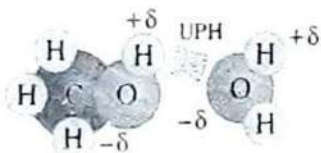
- Las moléculas enlazadas son polares.
- El hidrógeno en la molécula viene a ser el polo positivo.
- El átomo de hidrógeno se une covalente e intermolecularmente con cualquiera de los tres anteriores átomos: F, O o N.
- Podemos representar a la UPH de la siguiente forma:



donde A y B representan al F, O, y N, siendo A-H una molécula o parte de una molécula, y B un átomo que forma parte de otra molécula.

Ejemplo

Metanol disuelto en agua, $\text{CH}_3\text{OH}_{(\text{ac})}$:
 $\text{CH}_3\text{OH} \dots \text{H}_2\text{O}$



- Las UPH de varias moléculas en estado líquido dan lugar a la formación de estructuras de líquidos asociados.

- De las fuerzas intermoleculares que hemos citado, la UPH es la que tiene mayor intensidad, es la más fuerte. Si generalizamos, se cumple que $\text{UPH} > \text{FL} > \text{D-D}$.
- Cuanto mayor sea la diferencia de electronegatividad entre el hidrógeno y el átomo interactuante (F, O o N), más fuerte será la UPH. Según ello, el orden de intensidad en la UPH varía según los enlaces:
 $\text{H-F} > \text{H-O} > \text{H-N}$.

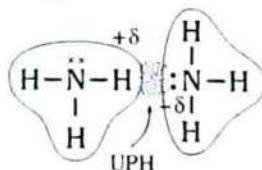
Aplicación 5

¿Cuál o cuáles de las siguientes sustancias: NH_3 , CH_4 , CH_3OH y $\text{CH}_3\text{-O-CH}_3$ formarán probablemente enlaces de hidrógeno?

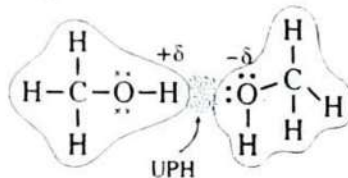
Resolución

Analizando cada sustancia tenemos dos tipos: el amoníaco (NH_3) y el metanol (CH_3OH).

- NH_3



- CH_3OH



En cambio, en las otras sustancias prevalece otro tipo de uniones; así, por ejemplo, en el metano (CH_4) prevalecen las FL, mientras que en el éter metílico, ($\text{CH}_3\text{-O-CH}_3$) la interacción D-D y las FL.

PROBLEMAS RESUELTOS

Problema N.º 1

Indique el compuesto cuya molécula resulta ser apolar.

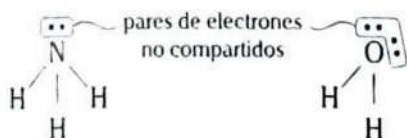
- I. CaO II. NH₃ III. H₂O
IV. HBr V. CH₄

UNMSM 2004-I

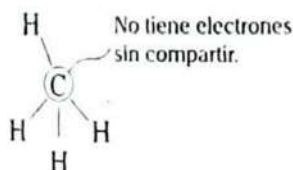
Resolución

En primer lugar, debemos identificar qué compuestos químicos están constituidos por agregados de moléculas. Si analizamos cada alternativa, descartaremos a la primera, pues el CaO es un compuesto iónico. Ahora, para saber cuál de los compuestos presentan moléculas apolares, debemos recordar las reglas prácticas que se habían mencionado en la parte teórica.

- Las moléculas del NH₃ y H₂O son polares, pues sus átomos centrales presentan electrones no compartidos.



- La molécula diatómica heteronuclear del HBr es polar, pues su único enlace H-Br también lo es.
- La molécula del CH₄ es apolar, pues su átomo central no presenta electrones sin compartir y, además, está unido a átomos del mismo elemento. Esta es la respuesta.



Problema N.º 2

Indique verdadero (V) o falso (F) respecto a las fuerzas de atracción presentes entre las moléculas polares.

- Existen fuerzas dipolo-dipolo.
- A mayor distancia entre los polos, mayor fuerza de atracción.
- La intensidad en el estado sólido es mayor que en el estado líquido.

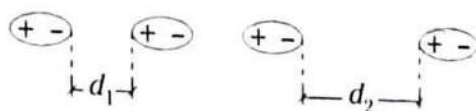
Resolución

I. Verdadero

Cuando dos o más moléculas polares interactúan, experimentan fuerzas de atracción o repulsión en dependencia de la posición de sus polos eléctricos. Para el caso de las fuerzas de atracción, la interacción dipolo-dipolo es la que, en general, se presenta entre estas moléculas y, de manera particular, la unión puente de hidrógeno.

II. Falso

La intensidad de las fuerzas de atracción dipolo-dipolo (D-D) varían inversamente con la distancia de separación de los dipolos.



Como

$$d_1 < d_2 \rightarrow \text{intensidad: } D-D_{(1)} > D-D_{(2)}$$

III. Verdadero

En el estado sólido, es más probable que las moléculas polares interactúen a distancias más cortas que en el estado líquido.

∴ Intensidad: D-D (sólido > líquido)

Problema N.º 3

Respecto a las fuerzas intermoleculares, indique la secuencia correcta de verdadero (V) o falso (F).

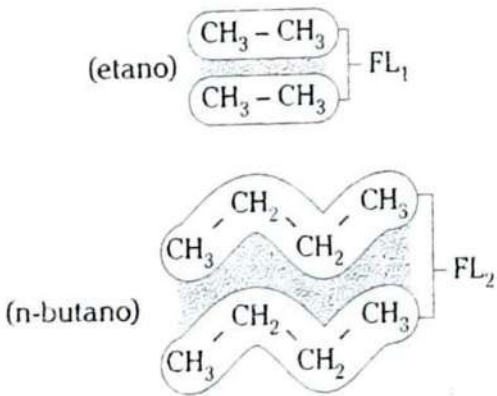
- El etano (CH₃CH₃) posee mayor temperatura de ebullición que el n-butano (CH₃CH₂CH₂CH₃).

- II. La unión puente de hidrógeno entre las moléculas de agua es de mayor intensidad que entre las moléculas de fluoruro de hidrógeno (HF).
- III. El agua en estado sólido posee menor densidad que en su estado líquido. Esta situación inusual tiene como causa su tipo de unión intermolecular.

Resolución

I. Verdadero

La temperatura de ebullición, por lo general, depende de la influencia de las fuerzas de dispersión o de London. Para el caso de las moléculas que estamos analizando (etano y n-butano), al ser apolares se unen por las fuerzas de London. En este caso, el valor de la intensidad de las fuerzas depende del tamaño de las moléculas y, de manera particular, del área de las superficies en contacto.



Como $FL_1 < FL_2 \rightarrow T_{eb(1)} < T_{eb(2)}$
Experimentalmente, a $P=1$ atm, la
 $T_{eb}(\text{etano})=-88^\circ\text{C}$ y $T_{eb}(\text{n-butano})=-1^\circ\text{C}$

II. Falso

La intensidad de las UPH depende de la diferencia de electronegatividades entre el

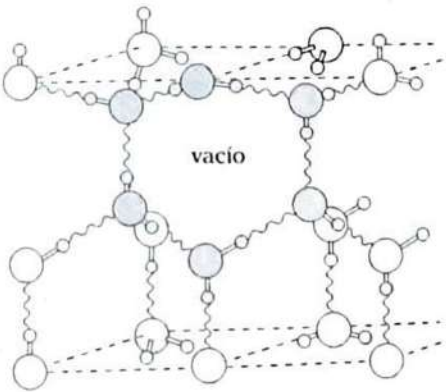
hidrógeno de una molécula con el elemento (F, O o N) de la otra molécula. Como ya anteriormente se había explicado, la unión $H...F$ es más intensa que la unión $H...O$, esta última presente en el agua.

Nota

Lo anterior tiene que ver con la intensidad de la fuerza de atracción entre dos moléculas que se unen por UPH; sin embargo, si nos preguntaran sobre la temperatura de ebullición de sus líquidos, la respuesta sería al revés; es decir, la $T_{eb}(H_2O > HF)$. Esto se debe al mayor número de UPH que experimenta una sola molécula de agua en comparación con las que rodean a una sola molécula de HF. Experimentalmente la $T_{eb}(H_2O)=100^\circ\text{C}$ y la $T_{eb}(HF)=19^\circ\text{C}$.

III. Verdadero

Al analizarse el acomodo espacial de sus moléculas, se comprueba que el agrupamiento de cada seis, unidas por UPH, forman hexágonos cuyos centros son vacíos, que, sin embargo, influyen en el incremento del volumen. Es por ello que al incrementarse el volumen, sin que se modifique su masa, la densidad del agua disminuye.



PROBLEMAS PROPUESTOS

NIVEL BÁSICO

1. Teniendo como dato las electronegatividades de los siguientes elementos:
 $H=2,1$; $N=3,0$; $C=2,5$; $O=3,5$ y $F=4,0$, ¿cuál de los siguientes enlaces covalentes es el más polar?

A) $H-F$ B) $C=O$ C) $N-H$
 D) $C \equiv N$ E) $C-F$

2. Dadas las relaciones: sustancia - geometría molecular

I. SO_2 : lineal

II. AsH_3 : piramidal

III. C_2H_4 : planar

¿cuál o cuáles son correctas?

Números atómicos: $H=1$; $C=6$; $O=8$; $S=16$; $As=33$

A) solo I B) solo II C) solo III
 D) I y II E) II y III

3. ¿Cuál es la sustancia química cuya geometría molecular es de tipo angular?

N.º de grupo: H (IA), Be (IIA), C (IVA), P (VA), S (VIA), Cl (VIIA)

A) CH_4 B) H_2S C) PH_3
 D) Cl_2 E) $BeCl_2$

4. De la siguiente lista de sustancias moleculares: SO_2 , AsH_3 , CF_4 , HCN y O_3 , ¿cuántas son polares y apolares, respectivamente?

N.º de grupo: H (IA), C (IVA), N y As (VA), O y S (VIA), y F (VIIA)

A) 1; 4 B) 2; 3 C) 3; 2
 D) 4; 1 E) 5; 0

5. Si la molécula de una sustancia química es triatómica y de la forma AX_2 , siendo A el átomo central, el cual se une con los átomos X mediante covalencia simple y tiene un par de electrones no enlazantes, indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda.

I. La molécula es polar.

II. El átomo A no cumple su octeto electrónico.

III. La geometría molecular es piramidal.

A) VVV B) VVF C) VFV
 D) FVF E) FVV

6. Indique verdadero (V) o falso (F) respecto a las fuerzas de atracción entre moléculas apolares.

I. Son fuerzas de atracción electrostática, cuya presencia es muy común en el estado gaseoso.

II. Su existencia permite explicar el fenómeno de licuación de los gases nobles, por ejemplo.

III. Son ejemplos de estas moléculas: $Cl_{2(l)}$ y $O_{3(l)}$.

A) VVV B) FVV C) FFV
 D) FVF E) VVF

7. La más fuerte de las fuerzas de atracción intermolecular que se debe vencer para hervir el agua se denomina:

A) ión - dipolo

B) puente hidrógeno

C) metal - metal

D) dispersión

E) dipolo - dipolo

8. Para la siguiente lista de compuestos:

- I. HF
- II. HCl
- III. HBrO
- IV. HCN
- V. HClO₃

indique aquellas sustancias cuyas moléculas se unen entre sí por UPH.

- A) I, II y IV B) I, III y IV C) II, IV y V
- D) I, II y III E) I, III y V

NIVEL INTERMEDIO

9. Se tienen las masas molares del bromo, Br₂ ($\bar{M}=159$ g/mol) y del cloruro de yodo, ICl ($\bar{M}=162,4$ g/mol), también tenemos sus temperaturas de ebullición, que son 59 °C y 97 °C; sin embargo, no recordamos a quien pertenece específicamente cada valor. Respecto al conocimiento de las fuerzas intermoleculares podemos afirmar que

- A) la temperatura de ebullición del bromo es 97 °C.
- B) la temperatura de ebullición del cloruro de yodo es 59 °C.
- C) la temperatura de ebullición del bromo es menor que 59 °C.

D) la temperatura de ebullición del cloruro de yodo es 97 °C.

E) el bromo es polar y el cloruro de yodo apolar.

10. Indique la alternativa que contiene a las sustancias que presenten interacciones puente de hidrógeno.

- A) NH_{3(l)}; n-hexano; C₆H_{12(l)}
- B) n-butanol; C₄H₉OH_(l); nitrógeno, N_{2(l)}
- C) HCl_(ac); HF_(l)
- D) NH_{3(l)}; H₂O_(s)
- E) n-hexano; C₆H_{12(l)}; dietileter, C₄H₁₀O_(l)

11. A usted le encargan medir los puntos de fusión (T_f) de las siguientes sustancias:

- I. Pb
- II. Parafina
- III. NaCl
- IV. Al₂O₃

Debido a un corto circuito se quema el equipo de medida y de acuerdo a su conocimiento, ¿qué reportaría?

- A) $T_f I > T_f II > T_f III > T_f IV$
- B) $T_f IV > T_f III > T_f II > T_f I$
- C) $T_f IV > T_f III > T_f I > T_f II$
- D) $T_f III > T_f I > T_f IV > T_f II$
- E) $T_f III > T_f IV > T_f I > T_f II$

Formulación y nomenclatura inorgánica

Capítulo VIII

OBJETIVOS

- Describir las diferentes normas para nombrar las sustancias inorgánicas.
- Comprender los conceptos de valencia y el estado de oxidación y sus aplicaciones al formular las sustancias.
- Sistematizar los mecanismos de formulación de cada una de las funciones inorgánicas.

1. Conceptos previos

1.1. VALENCIA (VAL)

Representa la capacidad de combinación que poseen los átomos para formar compuestos. En los compuestos covalentes, la valencia se determina por el número total de electrones aportados por un átomo, y en un compuesto iónico, se determina por el número de electrones ganados o perdidos.

Ejemplos

Tipo de compuesto	Estructura del compuesto	Valencia
Covalente (H ₂ S)	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \text{H} \cdot \cdot \text{S} \cdot \cdot \text{H} \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \end{array}$	S = 2 H = 1
Iónico (KF)	$\text{(K)}^{+1} \cdot \text{F} \cdot \text{le}^{-1}$	K = 1 F = 1

1.2. ESTADO DE OXIDACIÓN (EO)

Representa la carga relativa que poseen los átomos al formar parte de un compuesto, y puede ser aparente en el caso de los compuestos covalentes, o reales en caso de los iónicos.

Ejemplos

Tipo de compuesto	Estructura del compuesto	EO
Covalente (H ₂ O)	$\begin{array}{c} -2 \\ \cdot\cdot \\ \text{H} \cdot \cdot \text{O} \cdot \cdot \text{H} \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \end{array}$	O = -2 H = +1
Iónico (CaO)	$\text{Ca}^{+2} (\text{O})^{-2}$	Ca = +2 O = -2

Los valores de estado de oxidación es muy importante puesto que permite utilizarse en la formulación de compuestos.

Regla práctica de los valores de estado de oxidación

Casos para los valores de estado de oxidación	EO
Para sustancias simples o elementos sin combinarse	Cero
Generalmente, para el oxígeno y el hidrógeno al formar parte de un compuesto	O=-2 H=+1
Excepción del oxígeno en peróxidos	O=-1
Excepción del hidrógeno en hidruros metálicos	H=-1
Los metales del grupo IA al formar parte de un compuesto	+1
Los metales del grupo IIA al formar parte de un compuesto	+2

- $\sum EO$ (compuesto neutro) = cero
- $\sum EO$ (ion) = carga del ion

Ejemplo
Halle el estado de oxidación del azufre (S) en el compuesto H_2SO_4 .

Resolución
→ EO del azufre
 $\begin{matrix} +1 & x & -2 \\ H_2 & S & O_4 \end{matrix} <> \text{Compuesto neutro}$
→ $2(+1)+1(x)+4(-2)=0$
∴ $x=+6$

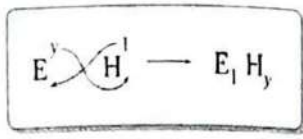
2. Funciones químicas inorgánicas

Se denomina función química al conjunto de compuestos químicos con propiedades comunes permitiendo así diferenciarlos de los demás. Las funciones más importantes son hidruros, óxidos, hidróxidos, ácidos y sales.

2.1. FUNCIÓN HIDRURO

Es el conjunto de compuestos binarios que resulta de la combinación de un elemento con el hidrógeno.

Regla práctica



Cuadro de valencias (y)

Grupo	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
Valencia (y)	1	2	3	4	3	2	1

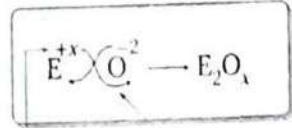
Ejemplos

	Tipo	Fórmula	Nomenclatura
Hidruro metálico		NaH	Hidruro de sodio
		CaH ₂	Dihidruro de calcio
Hidruro no metálico	Gas	HCl	Cloruro de hidrógeno
		H ₂ S	Sulfuro de hidrógeno
	Acuoso	HCl _(ac)	Ácido clorhídrico
		H ₂ S _(ac)	Ácido sulfhídrico

2.2. FUNCIÓN ÓXIDO

Es el conjunto de compuestos binarios que resulta de la combinación de un elemento (E) con el oxígeno.

Regla práctica



- x: estado de oxidación del elemento
- El intercambio de EO es solo el valor absoluto.

2.2.1. Sistema de nomenclatura

a. Nomenclatura clásica o antigua, llamada también tradicional o común

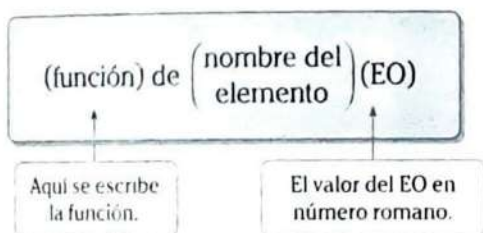
		CANTIDAD DE VALORES DE EO				
Prefijo	Sufijo	1	2	3	4	
Hipo-	-oso			*	*	Menor EO
	-oso		*	*	*	
	-ico	*	*	*	*	
Per-	-ico				*	Mayor EO

Por ejemplo, el azufre (S) tiene tres valores de EO (+2; +4; +6). Si el azufre logra utilizar el mayor valor de EO (+6), necesariamente utiliza la columna de tres valores con mayor EO y su nomenclatura sería sulfúrico.

NOTA

El prefijo per- (hiper-) se usa cuando el estado de oxidación sea +7 como para el Cl, Br, I, Mn.

b. Nomenclatura stock

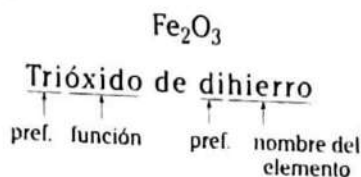


c. Nomenclatura sistemática, llamada también IUPAC

El prefijo dependerá de la cantidad de átomos.

(pref.) + (función) de (pref.) + (nombre del elemento)

Ejemplo



Prefijo	Mono-	Di-	Tri-	Tetra-	Penta-
Números de átomos	1	2	3	4	5

2.2.2. Óxidos metálicos

Son compuestos iónicos que resultan de la combinación del oxígeno con elementos metálicos. Se denominan también óxidos básicos.

Ejemplos	Tipos de sistema	Nombres de elementos
Na: +1	Clásico	Óxido sódico
Luego Na_2O	Stock	Óxido de sodio
	Sistemático	Monóxido de disodio
Cu: (+1); +2	Clásico	Óxido cuproso
Luego Cu_2O	Stock	Óxido de cobre (I)
	Sistemático	Monóxido de dicobre

2.2.3. Óxidos no metálicos

Son compuestos covalentes que resultan de la combinación del oxígeno con los elementos no metálicos. También se denominan óxidos ácidos por ser materia prima de los ácidos oxácidos.

Ejemplos	Tipos de sistema	Nombres de elementos
C: (+2); +4	Clásico	Anhidrido carbonoso
Luego $\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{CO}_2$	Stock	Óxido de carbono (II)
	Sistemático	Monóxido de carbono
Cl: +1; +3; +5; (+7)	Clásico	Anhidrido perclórico
Luego Cl_2O_7	Stock	Óxido de cloro (VII)
	Sistemático	Heptóxido de dicloro

NOTA

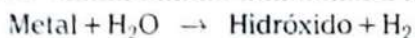
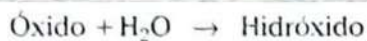
La nomenclatura sistemática es muy importante ya que brinda mayor información de la composición de los óxidos. El término anhídrido solo se utiliza en la nomenclatura clásica.

2.3. FUNCIÓN HIDRÓXIDO

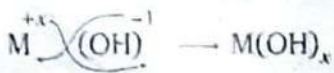
Es el conjunto de compuestos ternarios de estructura iónica que poseen el grupo funcional hidróxido (OH^-). Se caracteriza por tener un sabor amargo.

Obtención

Reactivos $\rightarrow$ productos



Regla práctica



donde

- x : estado de oxidación del metal
- M: metal

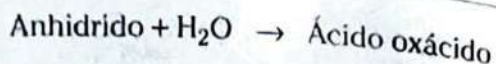
Ejemplos	Tipo de sistema	Nombre de compuestos
Fe: +2; +3 Luego $\text{Fe}(\text{OH})_3$	Clásico	Hidróxido férrico
	Stock	Hidróxido de hierro (III)
	Sistemático	Trihidróxido de hierro
Ca: +2 Luego $\text{Ca}(\text{OH})_2$	Clásico	Hidróxido cálcico
	Stock	Hidróxido de calcio
	Sistemático	Dihidróxido de calcio

2.4. FUNCIÓN ÁCIDO

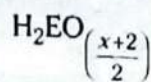
Es el conjunto de compuestos covalentes que poseen sabor agrio. Algunos corroen a los metales activos y neutralizan a los hidróxidos.

2.4.1. Ácidos oxácidos

Son compuestos ternarios que se obtienen a partir de los anhídridos por reacción con el agua.



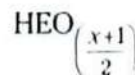
Fórmula química para elementos químicos con estados de oxidación (x) par



x : estado de oxidación par

Ejemplos	Regla clásica	Sistemática funcional	Sistemática
S: +2; +4; +6 Luego H_2SO_4	Ácido sulfúrico	Ácido tetraoxosulfúrico (VI)	Tetraoxosulfato (VI) de hidrógeno
C: +2; +4 Luego H_2CO_3	Ácido carbónico	Ácido trioxocarbónico (IV)	Trioxocarbonato (IV) de hidrógeno

Fórmula química para elementos químicos con estados de oxidación (x) impar



Para ciertos elementos químicos como el B, P, As, Sb debe utilizarse la siguiente fórmula:



Ejemplos	Regla clásica	Sistemática funcional	Sistemática
$N = +1; +3; +5$ HNO_3	Ácido nítrico	Ácido trioxonítrico (V)	Trioxonitrato (V) de hidrógeno
$\text{Cl} = +1; +3; +5; +7$ HClO_4	Ácido perclórico	Ácido tetraoxoclórico (VII)	Tetraoxoclorato (VII) de hidrógeno
$P = +1; +3; +5$ H_3PO_4	Ácido fosfórico	Ácido tetraoxofosfórico (V)	Tetraoxofosfato (V) de hidrógeno

NOTA

Para la nomenclatura sistemática (IUPAC), empezaremos a nombrar el compuesto mediante un prefijo (mono-, di-, tri-, tetra-) según el número de oxígenos (terminando en "-oxo"), seguido del nombre del elemento central en "-ato-", indicando entre paréntesis el número del estado de oxidación de este y, finalmente, diciendo "de hidrógeno".

Formación de aniones

El anión se logra obtener a partir de los ácidos, extrayendo los iones hidrógeno (H^+).

Nombre del ácido	Fórmula del ácido		Anión proveniente del ácido	Nombre del anión
Ácido sulfúrico	H_2SO_4	$\xrightarrow{-2\text{H}^+}$	SO_4^{2-}	Sulfato
Ácido nitroso	HNO_2	$\xrightarrow{-\text{H}^+}$	NO_2^-	Nitrito
Ácido clorhídrico	HCl	$\xrightarrow{-\text{H}^+}$	Cl^-	Cloruro
Ácido carbónico	H_2CO_3	$\xrightarrow{-\text{H}^+}$	HCO_3^-	Bicarbonato o carbonato ácido

NOTA

Sufijo del ácido	Sufijo del ion
-oso	-ito
-ico	-ato
-hídrico	-uro

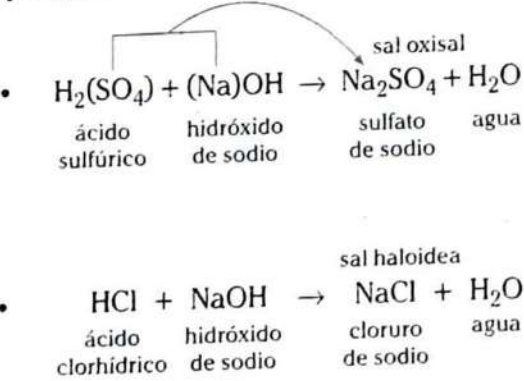
2.5. FUNCIÓN SAL

Es el conjunto de compuestos de estructura iónica. Los compuestos se encuentran en estado sólido a temperatura ambiental; por lo general, se disuelven en el agua.

Obtención

Reactivos		→	Productos	
Ácido oxácido	+ Hidróxido	→	Sal oxisal	+ H ₂ O
Ácido hidrácido	+ Hidróxido	→	Sal haloidea	+ H ₂ O
Metal activo	+ Ácido	→	Sal + Hidrógeno	

Ejemplos



PROBLEMAS RESUELTOS

Problema N.º 1

Indique la terna de compuestos que representa a un hidróxido, óxido básico y un óxido ácido, respectivamente.

- I. KOH, CuO, Al₂O₃
- II. Na₂O₂, CO₂, Cu(OH)₂
- III. Ca(OH)₂, Ag₂O, H₂CO₃
- IV. NaOH, CaO, N₂O₅
- V. Fe(OH)₂, SO₃, BaO

Resolución

Recordando $x = \frac{EO(E)}{\text{estado de oxidación del elemento}}$

metal + oxígeno → óxido básico } E₂O_x
no metal + oxígeno → óxido ácido }

Si x es par, se simplifica. También, E(OH)_x corresponde a la fórmula de todo hidróxido. Analizamos cada proposición

Proposiciones	Hidróxido	Óxido básico	Óxido ácido
I	KOH	CuO y Al ₂ O ₃	-
II	Cu(OH) ₂	-	CO ₂
II	Ca(OH) ₂	Ag ₂ O	-
IV	NaOH	CaO	N ₂ O ₅
V	Fe(OH) ₂	BaO	SO ₃

El Na₂O₂ corresponde a la función peróxido y el H₂CO₃ a la función ácido oxácido. Según la secuencia dada, la proposición correcta es la IV.

Problema N.º 2

¿Cuál es la nomenclatura tradicional del compuesto Br₂O₅?

- I. Anhídrido bromoso
- II. Anhídrido brómico
- III. Óxido de bromo (V)
- IV. Pentóxido de dibromo
- V. Anhídrido hipobromoso

Resolución

$$\begin{matrix} x & -2 \\ \text{Br}_2 & \text{O}_5 \end{matrix} \left\{ x = EO(\text{Br}) = +5 \right.$$

Como +1; +3; **+5**; +7

N. sistemática : pentóxido de dibromo

N. stock : óxido de bromo (V)

N. tradicional : anhídrido brómico

Analizando las proposiciones, tenemos

I. **Incorrecta**

Debió decir anhídrido brómico.

II. **Correcta**

III. **Incorrecta**

El nombre corresponde a la nomenclatura stock.

IV. **Incorrecta**

El nombre corresponde a la nomenclatura sistemática y no a la tradicional.

V. **Incorrecta**

El anhídrido hipobromoso es el Br₂O.

Problema N.º 3

¿Qué nomenclaturas son correctas para el compuesto H₃PO₄?

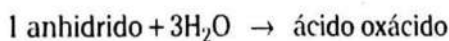
- I. Ácido fosforoso
- II. Ácido fosfórico
- III. Tetraoxo fosfato (V) de hidrógeno

Resolución

Ciertos ácidos oxácidos resultan ser estables bajo la combinación de 1 molécula de anhídrido y 3 moléculas de agua; por ejemplo, los ácidos del boro y del fósforo.

B = +3; P = +1, +3, +5

En general para estos elementos, se cumple



Para nuestro caso, el ácido H₃PO₄ tiene al fósforo con carga +5, que le corresponde al sufijo "-ico" en la nomenclatura tradicional.

Tenemos entonces H_3PO_4

I. **Incorrecta**

N. tradicional: ácido fosfórico (u ortofosfórico)

II. **Correcta**

N. IUPAC: ácido tetraoxofosfórico (V)

III. **Correcta**

N. sistemática: tetraoxofosfato (V) de hidrógeno

Problema N.º 4

Indique el nombre común de las siguientes sales haloideas FeS y FeCl_2 , respectivamente.

Resolución

Las sales mostradas FeS y FeCl_2 son del tipo haloideo, cuyos aniones presentes $\text{S}=-2$ y $\text{Cl}=-1$ son, respectivamente, sulfuro y cloruro. Como el hierro puede presentar $\text{EO} = +2$ o $+3$, tenemos los siguientes tipos de compuestos:

Compuestos	NOMENCLATURA	
	Tradicional	Sistemática
FeS	Sulfuro ferroso	Sulfuro de hierro
Fe_2S_3	Sulfuro férrico	Trisulfuro de dihierro
FeCl_2	Cloruro ferroso	Dicloruro de hierro
FeCl_3	Cloruro férrico	Tricloruro de hierro

Problema N.º 5

Formule los siguientes compuestos.

I. Hidruro de cobre (I)

II. Anhídrido hipoteluroso

III. Hidróxido cobáltico

IV. Ácido manganeso

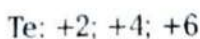
V. Telurato de níquel (III)

Resolución

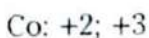
I. Hidruro de cobre (I)



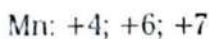
II. Anhídrido hipoteluroso



III. Hidróxido cobáltico



IV. Ácido manganeso

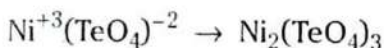


Apoyándonos de la fórmula abreviada $\text{H}_2\text{EO}_{\frac{(x+2)}{2}}$ y reemplazando $x=4$, tenemos



V. Telurato de níquel (III)

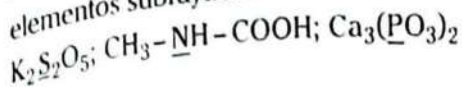
Ya que el teluro (Te) se encuentra en el mismo grupo que el azufre (S), podemos deducir que si el anión sulfato es el SO_4^{-2} , el anión telurato será el TeO_4^{-2} . En función de ello, podemos plantear la fórmula de la sal.



PROBLEMAS PROPUESTOS

NIVEL BÁSICO

1. Determine el estado de oxidación de los elementos subrayados.



- A) +6; -3; +3
B) +4; -3; +3
C) +2; +6; +2
D) +4; -5; +5
E) +4; +3; -3

2. Calcule los estados de oxidación (EO) de los elementos en **negrita** presentes en los siguientes compuestos: NaH , K_2S , $KClO_3$, $(NH_4)_2Cr_2O_7$ y el H_2SO_2 , y dé como respuesta la suma de sus respectivos EO hallados.

- A) +16 B) -3 C) +11
D) +13 E) +5

3. Correlacione las columnas función química - fórmula del compuesto representativo y dé como respuesta aquella alternativa cuya correlación es la correcta.

Función inorgánica

- I. Ácido
II. Sal
III. Óxido
IV. Hidruro
V. Hidróxido

Compuesto que lo representa

- a. CsH
b. Na_2O
c. $Al(OH)_3$
d. HF
e. $LiClO$

- A) Ib, IIId B) IIa, IVe C) Vc, IVa
D) Id, Va E) Iie, IVb

4. Señale la fórmula respectiva de los siguientes óxidos.

- I. Óxido áurico
II. Anhídrido vanadoso

- A) Au_2O_3 , VO
B) Au_2O , VO_2
C) Au_2O , V_2O_3
D) Au_2O_3 , V_2O_3
E) Au_2O_3 , VO_2

5. Señale la fórmula correcta de los siguientes anhídridos.

- I. Anhídrido manganoso
II. Anhídrido nítrico
III. Anhídrido selénico

- A) MnO_2 , N_2O_3 , SeO_3
B) MnO_3 , N_2O_3 , SeO_2
C) MnO_2 , N_2O_5 , SeO_3
D) Mn_2O_7 , N_2O_5 , SeO_2
E) MnO_3 , N_2O_5 , SeO_3

6. ¿Cuál de los siguientes compuestos presenta la nomenclatura *stock*?

- A) V_2O_5 : anhídrido de vanadio (V)
B) $Sn(OH)_4$: hidróxido de azufre (IV)
C) SO_3 : óxido de azufre (III)
D) $Fe(NO_3)_2$: nitrato ferroso (II)
E) $PbCl_4$: cloruro de plomo (IV)

7. Indique la fórmula de los siguientes hidróxidos.

- I. Hidróxido cromoso
II. Hidróxido de cinc
III. Hidróxido níquelico

- A) $Cr(OH)_3$, $Zn(OH)_2$, $Ni(OH)_3$
B) $Cr(OH)_2$, $Zn(OH)_2$, $Ni(OH)_3$
C) $Cr(OH)_2$, $Zn(OH)_2$, $Ni(OH)_2$
D) $Cr(OH)_3$, $Zn(OH)_3$, $Ni(OH)_3$
E) $Cr(OH)_2$, $Zn(OH)_3$, $Ni(OH)_2$

8. Dadas las siguientes fórmulas, señale los nombres correspondientes de H_3PO_3 y HBrO_2 .

A) ácido fosforoso, ácido brómico
 B) ácido fosfórico, ácido bromoso
 C) ácido hipofosforoso, ácido brómico
 D) ácido fosforoso, ácido bromoso
 E) ácido fosfórico, ácido hipobromoso

NIVEL INTERMEDIO

9. Las fórmulas respectivas del ácido yodhídrico, ácido trioxocarbónico (IV) y trioxosulfato (IV) de hidrógeno son

A) HI , H_2CO_3 y H_2SO_3 .
 B) HIO_3 , H_2CO_2 y H_2SO_4 .
 C) HI , H_2CO_3 y H_2SO_2 .
 D) HIO_4 , H_2CO_2 y H_2SO_2 .
 E) HI , H_2CO_2 y H_2SO_3 .

10. Identifique el ácido que puede dar origen al clorato de potasio.

A) HClO_3
 B) HClO_4
 C) HCl
 D) HClO
 E) HClO_2

11. En la siguiente lista de compuestos: CaCO_3 , NaCl , H_2SO_4 , HClO_4 , KOH , NaNO_3 y H_3BO_3 , se tiene

A) dos ácidos, un hidróxido y cuatro sales.
 B) tres ácidos, un hidróxido y tres sales.
 C) tres ácidos, dos hidróxidos y dos sales.
 D) dos ácidos, dos hidróxidos y tres sales.
 E) un ácido, dos hidróxidos y cuatro sales.

12. Señale la alternativa que contenga el nombre correcto para las siguientes sales.

A) KNO_2 : nitrato de potasio
 B) MgCO_3 : carbonito de magnesio
 C) SrBr_2 : bromato de estroncio
 D) NaHSO_4 : sulfato ácido de sodio
 E) CaOHCl : clorato básico de calcio

13. Indique verdadero (V) o falso (F) respecto a las sales inorgánicas.

I. Las sales haloideas se obtienen al combinar un ácido hidrácido con un hidróxido.
 II. Las sales solubles en medio acuoso conducen la corriente eléctrica.
 III. Los álcalis al reaccionar con un ácido pueden producir sales haloideas.

A) VVV B) VFV C) VFF
 D) FVV E) VVF

14. Indique la relación fórmula-nombre incorrecta de los siguientes iones.

A) SO_3^{-2} : sulfito
 B) $(\text{AsO}_4)^{-3}$: arseniato
 C) $(\text{Cr}_2\text{O}_7)^{-2}$: dicromato
 D) $(\text{S}_2\text{O}_3)^{-2}$: bisulfito
 E) $(\text{MnO}_4)^{-1}$: permanganato

15. Para producir el tetraoxo sulfato (VI) de hidrógeno se debe combinar agua con

A) sulfuro de hidrógeno.
 B) óxido de azufre (IV).
 C) anhídrido hiposulfuroso.
 D) sulfato de potasio.
 E) anhídrido sulfúrico.

Cuantificación de las sustancias

Capítulo IX

OBJETIVOS

- Comprender el concepto de unidad de masa atómica para utilizarla en la medida de masa de los átomos, moléculas y otras partículas subatómicas.
- Relacionar el peso atómico de un elemento químico con el uso del peso molecular.

1. Concepto

Consiste en el estudio y manejo adecuado de las unidades químicas que expresan la cantidad de materia sustancial y su relación con el número de unidades estructurales presentes en ella, como son iones, átomos y moléculas.

Se sabe que la masa indica la cantidad de materia, siendo su valor el mismo en cualquier parte del universo. Para expresar la masa se usan unidades, como el gramo (g), kilogramo (kg), libra (lb), etc., y el instrumento para medirla es, comúnmente, la balanza.

Equivalencia

$$1 \text{ kg} \leftrightarrow 1000 \text{ g} \leftrightarrow 10^6 \text{ mg}$$

2. Unidades de medida

2.1. UNIDAD DE MASA ATÓMICA (UMA)

Una uma se define como la doceava parte de la masa de isótopo de carbono-12, al cual, según la IUPAC, se le asignó por convención (1962) una masa de 12 uma.

$$1 \text{ uma} = \frac{\text{masa isotópica del (C-12)}}{12} = 1,66 \times 10^{-24} \text{ g}$$

2.2. MASA ATÓMICA PROMEDIO O PESO ATÓMICO (PA)

Indica la masa promedio de los átomos de un elemento químico expresado en uma. Su cálculo es mediante el promedio ponderado porcentual de los isótopos naturales de un elemento. Por ejemplo, vamos a calcular el peso atómico del elemento magnesio.

Datos de los isótopos del magnesio:

Isótopos del magnesio	Masa isotópica en uma	Porcentaje de abundancia
Mg - 24	23,9850	78,7 %
Mg - 25	24,9858	10,13 %
Mg - 26	25,9826	11,17 %

Según la información, disponemos de cada uno de los isótopos del elemento Mg, sus masas isotópicas y las abundancias. Entonces según el concepto del peso atómico, determinamos el PA del Mg.

$$PA(\text{Mg}) = \frac{78,7(23,985) + 10,13(24,9858) + 11,17(25,9826)}{100}$$

$$PA(\text{Mg}) = 24,309 \approx 24 \text{ uma}$$

Este valor encontrado representa el peso promedio de un átomo de magnesio.

Aquí mostramos algunos valores de los PA.

Elemento	C	N	O	Na	Mg	Cl
PA (uma)	12	14	16	23	24	35,5

2.2.1. Peso formular (PF)

Indica la masa relativa de una unidad estructural expresada en uma, y resulta como la suma de los pesos atómicos de los elementos que la constituyen.

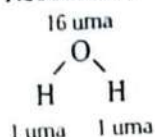
x: compuesto químico

$$PF(x) = \sum PA$$

Ejemplos

- Halle el PF del agua, H_2O .

Resolución



$$\Rightarrow PF(uma): H_2O = 18$$

- Halle el PF del ácido sulfúrico, H_2SO_4 .

Resolución

$$PF(uma): H_2SO_4 = 2(1) + 1(32) + 4(16) = 98$$

- Halle el PF del óxido de calcio, CaO .

Resolución

$$PF(uma): CaO = 1(40) + 1(16) = 56$$

NOTA

Para compuestos que presentan enlaces covalentes se utiliza el concepto de peso molecular: PM.

Ejemplos

- PM (uma): $H_2O = 18$
- PM (uma): $H_2SO_4 = 98$

3. Mol

Es una unidad de conteo que sirve para expresar cantidad de sustancia bajo la forma de número de átomos, moléculas, iones, entre otros. Es una magnitud fundamental del sistema internacional de unidades. Según la IUPAC, el mol indica cantidad de sustancias así como tantos átomos hay en 12 g de carbono-12.

$$1 \text{ mol } x = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ unidades estructurales de } x$$

Ejemplos

- 1 mol (C) contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de carbono
- 1 mol (O_2) contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de oxígeno

4. Masa molar ($\bar{M}$)

Es la cantidad de masa correspondiente a un mol de unidades estructurales de un tipo de sustancia química.

4.1. PARA UN MOL DE ÁTOMOS

Equivale numéricamente al peso atómico expresado en gramos por cada mol de sustancia.

$$\bar{M}(x) = PA(x) \text{ g/mol}$$

Ejemplos

- $\bar{M}(N) = 14 \text{ g/mol}$
- $\bar{M}(Ca) = 40 \text{ g/mol}$

4.2. PARA UN MOL DE MOLÉCULAS

Equivale numéricamente al peso cada molecular expresado en gramos por cada mol de sustancias molecular.

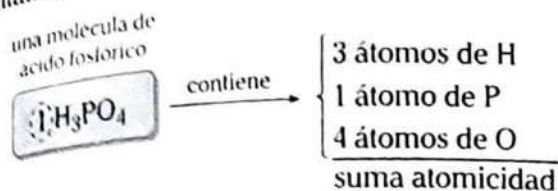
$$\bar{M}(x) = PM(x) \text{ g/mol}$$

Ejemplos

- $\bar{M}(O_2) = 32 \text{ g/mol}$
- $\bar{M}(H_2O) = 18 \text{ g/mol}$

5. Interpretación de una fórmula

Relaciona la unidad estructural de un compuesto con los elementos que la constituye por ello nos brinda una información cualitativa y cuantitativa.



También puede interpretarse para



6. Composición centesimal (CC)

Representa el porcentaje en masa de cada elemento que forma parte de un compuesto químico. Es independiente de la masa analizada del compuesto. En forma práctica se halla aplicando la siguiente relación:

$$\text{CC}(\text{E}) = \frac{\text{masa del elemento E}}{\text{PM}} \times 100$$

donde PM es el peso molecular del compuesto.

Ejemplo

Halle la composición centesimal de cada uno de los elementos que pertenecen al siguiente compuesto: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

Elementos	Masa de átomos	Masa total de los elementos
carbono (C)	$6 \times 12 \text{ uma}$	72 uma
hidrógeno (H)	$12 \times 1 \text{ uma}$	12 uma
oxígeno (O)	$6 \times 16 \text{ uma}$	96 uma

$$\text{PM}(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 180 \text{ uma}$$

Determinamos la composición centesimal de cada elemento químico

- $\% \text{C} = \frac{72 \text{ uma}}{180 \text{ uma}} \times 100 = 40 \%$
- $\% \text{H} = \frac{12 \text{ uma}}{180 \text{ uma}} \times 100 = 6,67 \%$
- $\% \text{O} = \frac{96 \text{ uma}}{180 \text{ uma}} \times 100 = 53,33 \%$

Por lo tanto, la composición centesimal de cada elemento representa el porcentaje de 100 unidades.

7. Determinación de fórmulas químicas

Consiste en determinar la cantidad de cada elemento en un compuesto químico; es decir, los subíndices deben ser números enteros en cada fórmula química. Estos se clasifican en fórmula empírica y molecular.

7.1. FÓRMULA EMPÍRICA (FE)

Representa la fórmula más sencilla o elemental de un compuesto; la fórmula empírica la poseen los compuestos covalentes e iónicos. La fórmula empírica se halla, principalmente, respecto a la composición centesimal.

7.2. FÓRMULA MOLECULAR (FM)

Representa la fórmula real o verdadera de un compuesto covalente, y por ello nos permite diferenciarla de los demás compuestos. Es un múltiplo entero de la fórmula empírica.

	FM	FE	K	
COMPUESTO	Acetileno	C_2H_2	CH	2
	Diborano	B_2H_6	BH_3	2
	Glucosa	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	CH_2O	6
	Propano	C_3H_8	C_3H_8	1

Relación entre FM y FE

$$\text{FM} = K \times \text{FE}$$

$$\bar{M}_{(\text{FM})} = K \bar{M}_{(\text{FE})}$$

PROBLEMAS RESUELTOS

Problema N.º 1

Así como el gramo (g) y el kilogramo (kg) son unidades que expresan masas de sustancias, también en el lenguaje de la química se suelen utilizar otras unidades, tales como son la unidad de masa atómica y la masa molar. A partir de ello, indique qué proposición es la correcta.

Datos: PA (uma): C=12; H=1; O=16; N=14

- I. La masa de todos los átomos pertenecientes al elemento carbono es 12 uma.
- II. La masa promedio de una molécula de agua es 18 g.
- III. La masa promedio de 1 mol de átomos de carbono es 12 uma.
- IV. La masa promedio de una molécula de N_2 es 28 uma.
- V. Si la masa molar del E_2 es 32 g/mol, entonces la masa atómica de E es 16 g.

Resolución

Las sustancias puras (simples o compuestas) están constituidas por un agregado de átomos o moléculas. Por ejemplo, las masas de cada una de estas unidades estructurales, por ser tan pequeñas, se expresan en uma; sin embargo, cuando se trata de un agregado de mayor dimensión que estas, por ejemplo del orden de los moles ($1 \text{ mol} = 6 \cdot 10^{23}$), sus masas se expresarán en gramos (g).

Así tenemos, por ejemplo, lo siguiente:

- La masa promedio de un átomo de carbono (C) es 12 uma.
- La masa promedio de una molécula de anhídrido carbónico (CO_2) es 44 uma.

En cambio

- La masa de un mol de átomos de carbono (C) es 12 g.
- La masa de moléculas de anhídrido carbónico (CO_2) es 44 g.

Analizando las claves, tenemos

I. Incorrecta

La masa promedio del conjunto de isótopos del elemento carbono es 12 uma; es decir, el carbono presenta átomos cuyas masas atómicas no necesariamente son del mismo valor.

II. Incorrecta

La masa promedio de una molécula de agua es 18 uma.

III. Incorrecta

La masa promedio de 1 mol de átomos de carbono es 12 g.

IV. Correcta

La masa promedio de una molécula de N_2 es 28 uma.

V. Incorrecta

La masa atómica de E es 16 uma, y su masa molar sería 16 g/mol.

Problema N.º 2

Cada gota de agua oxigenada que cae desde una pipeta tiene un volumen de 0,1 mL. Si el agua oxigenada contiene 20% en volumen de H_2O_2 y el resto de agua, ¿cuántas moléculas de H_2O_2 hay en 340 gotas de agua oxigenada?

Densidad: $H_2O_2 = 1,4 \text{ g/mL}$; $N_A = 6,10^{23}$ y

$$\overline{M}(H_2O_2) = 34 \text{ g/mol}$$

Resolución



Para 340 gotas

$$V_{\text{agua oxigenada}} = 340 \times 0,1 \text{ mL} = 34 \text{ mL}$$

Como el peróxido de hidrógeno (H_2O_2) representa el 20% del volumen de agua oxigenada, entonces

$$V_{\text{H}_2\text{O}_2} = \frac{20}{100} \times 34 \text{ mL} = 6,8 \text{ mL}$$

Como

$$D = \frac{m}{V} \rightarrow m = D \times V$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}_2} = D_{\text{H}_2\text{O}_2} \times V_{\text{H}_2\text{O}_2}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}_2} = 1,4 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \times 6,8 \text{ mL} = 9,52 \text{ g}$$

Para conocer el número de moléculas, utilizaremos la siguiente relación:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{\text{N.º de moléculas}}{\text{Na}}$$

Reemplazamos datos

$$\frac{9,52}{34} = \frac{\text{N.º de moléculas H}_2\text{O}_2}{6 \times 10^{23}}$$

$$\therefore \text{N.º de moléculas H}_2\text{O}_2 = 1,68 \times 10^{23}$$

Problema N.º 3

En x gramos de gas metano (CH_4) hay la misma cantidad de átomos que en 180 mL de agua. ¿Cuál es el valor de x ?

PA (uma): C=12; H=1; O=16

Resolución

Sean n_1 y n_2 los números de moles de moléculas de CH_4 y H_2O , respectivamente. A partir de ese dato determinamos la cantidad de átomos presentes de cada sustancia.

En n_1 moles de moléculas CH_4 habrá $5n_1$ moles de átomos. En n_2 moles de moléculas H_2O habrá $3n_2$ moles de átomos.

Pero el número de átomos presentes de cada sustancia es el mismo entonces $5n_1 = 3n_2$

$$\text{Como } n = \frac{\text{masa}}{\text{masa molar}}$$

$$\rightarrow \frac{5x}{16} = \frac{3(180)}{18}; 180 \text{ mL H}_2\text{O} \leftrightarrow 180 \text{ g H}_2\text{O}$$

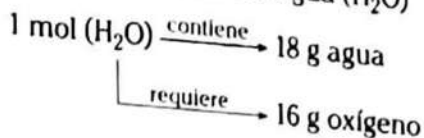
$$\therefore x = 96$$

Problema 4

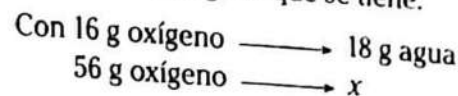
¿Qué masa de agua se produce a partir de 56 g de oxígeno y una suficiente cantidad de hidrógeno? PA (uma): H=1; O=16

Resolución

De la fórmula química del agua (H_2O)



Como nos indican que la cantidad de hidrógeno es suficiente, entonces solo dependerá de la cantidad de oxígeno que se tiene.



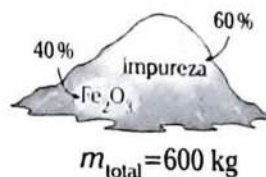
$$\therefore x = \frac{56 \times 18}{16} = 63 \text{ g}$$

Problema N.º 5

La hematita (Fe_2O_3) es una de las fuentes minerales para la extracción del hierro. ¿Qué masa, en kilogramos, de hematita se debe procesar para obtener, teóricamente, 600 kg de metal? Considere que la muestra mineral tiene 60% de impurezas. PA (uma): Fe=56; O=16

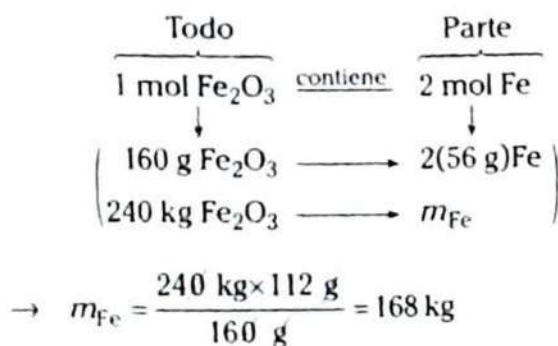
Resolución

Debemos conocer la masa del óxido puro.



$$m_{\text{FeO}_3} = \frac{40}{100} (600 \text{ kg}) = 240 \text{ kg}$$

Interpretamos la fórmula



Podemos decir que a partir de 600 kg de mineral hematita es posible extraer, teóricamente, 168 kg de hierro puro.

Problema N.º 6

En el compuesto AB_3 existe 40% de A. Calcule el porcentaje en peso de B en A_2B .

Resolución

Asumimos que la masa molar de AB_3 es como 100.

$$A + 3B = 100$$

Como $A = 40$

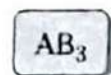
$$\rightarrow 40 + 3B = 100 \rightarrow B = 20$$

Para el otro compuesto A_2B

$$\%B = \frac{B}{2A + B} \times 100 = \frac{20}{80 + 20} \times 100 = 20\%$$

Otra forma

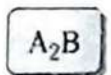
A partir de la fórmula de peso porcentual.



$$\%A = \frac{A}{A + 3B} \times 100 \rightarrow 40 = \frac{100A}{A + 3B}$$

$$40A + 120B = 100A$$

$$120B = 60A \rightarrow A = 2B$$



$$\%B = \frac{B}{2A + B} \times 100 \rightarrow \%B = \frac{100B}{2A + B}$$

Como

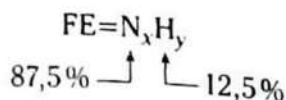
$$A = 2B \rightarrow \%B = \frac{100B}{2A + B} = 20$$

Problema N.º 7

Un compuesto formado por nitrógeno e hidrógeno contiene 12,5% de hidrógeno. Si 5 mol de este compuesto tiene una masa de 160 g, ¿cuál es la fórmula molecular del compuesto?

Resolución

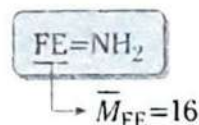
Para conocer la FM, necesitamos conocer su FE. Sea



Luego de asumir 100 g de compuesto, se determina la masa de cada elemento.

A continuación procederemos a conocer la cantidad de moles de nitrógeno e hidrógeno.

$$\left. \begin{aligned} x = n_{\text{N}} &= \frac{m_{\text{(N)}}}{PA(\text{N})} = \frac{87,5}{14} = 6,25 \\ y = n_{\text{H}} &= \frac{m_{\text{(H)}}}{PA(\text{H})} = \frac{12,5}{1} = 12,5 \end{aligned} \right\} \begin{aligned} &\text{Se deduce que} \\ &y = 2x \\ &\rightarrow \text{FE} = \text{N}_x\text{H}_{2x} \end{aligned}$$



Para conocer la FM, haremos uso de

$$\left. \begin{aligned} \text{FM} &= K \text{FE} \\ K &= \frac{\bar{M}}{\bar{M}_{\text{FE}}} \end{aligned} \right\} (*)$$

Calculamos la $\bar{M}$.

Se sabe que

$$\left(\begin{array}{ccc} 1 \text{ mol} & \longrightarrow & \bar{M} \\ 5 \text{ mol} & \longrightarrow & 160 \end{array} \right) \rightarrow \bar{M} = 32$$

Reemplazamos en (*)

$$K = \frac{32}{16} = 2$$

$$\therefore \text{FM} = 2\text{NH}_2 = \text{N}_2\text{H}_4$$

PROBLEMAS PROPUESTOS

NIVEL BÁSICO

- Un recipiente cúbico de madera de 0,2 m de lado lo llenamos de aceite. Si el recipiente sin aceite pesa 2,5 kg, ¿cuánto pesará cuando tiene el aceite?
Datos: densidad del aceite = $0,9 \text{ g/cm}^3$;
 $1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L}$ y $1 \text{ L} = 1000 \text{ cm}^3$
A) 7,2 kg B) 9,7 kg C) 2,7 kg
D) 970 g E) 1800 g
- Se sabe que PA (uma): O=16; H=1. Para las siguientes proposiciones, ¿cuántas son incorrectas?
I. La masa isotópica del O-17 es aproximadamente 17 uma.
II. La masa de un átomo de oxígeno puede ser 16 g/mol.
III. La masa atómica de los elementos químicos es igual a la masa isotópica.
IV. La masa de $6,022 \times 10^{23}$ moléculas de agua es aproximadamente 18 g.
A) ninguna B) 1 C) 2
D) 3 E) 4
- ¿Qué masa, en gramos, tiene aproximadamente un billón de moléculas de ácido acético puro (CH_3COOH)?
PA (uma): C=12; H=1; O=16;
además $N_A = 6 \times 10^{23}$
A) 10^{-10} B) 10^{+12} C) 10^{-12}
D) $0,5 \times 10^{-10}$ E) 2×10^{-12}
- Se adiciona a un recipiente 8 g de H_2 , 64 g de O_2 y 88 g de CO_2 . ¿Cuál es el número total de moles presentes?
PA (uma): H=1; O=16; C=12
A) 4 B) 10 C) 12
D) 5 E) 8
- Una gota de agua pura contiene aproximadamente 3×10^{22} moléculas. ¿Cuántos gramos tiene dicha gota? $\bar{M}(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g/mol}$
A) 0,9 B) 0,45 C) 9,0
D) 0,09 E) 4,5
- ¿Cuántos gramos de potasio hay en 112 gramos de hidróxido de potasio (KOH)?
Datos: K=39; O=16; H=1
A) 32 g B) 78 g C) 48 g
D) 56 g E) 39 g
UNMSM 2000
- Un compuesto desconocido contiene 80% de C y 20% de H. ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto si su masa molar es 30 g?
A) CH_4 B) C_3H_8 C) C_2H_4
D) C_2H_6 E) C_3H_6
- A una probeta de 250 mL de capacidad se le agrega 90 mL de agua destilada. Si luego de añadirle 52,5 g de plata pura el nivel del agua alcanza 95 mL, ¿cuál es la densidad de la plata?
A) 12 g/mL B) 10,5 g/mL C) 15,5 g/mL
D) 5,25 g/mL E) 21 g/mL
- En 60 g de vinagre (mezcla homogénea cuyo componente principal es el ácido acético), ¿cuántos moles de ácido acético (CH_3COOH) hay si este representa el 5% de la masa total?
A) 0,5 B) 0,8 C) 0,05
D) 1 E) 0,08

10. A menudo se agrega difluoruro de estaño (SnF_2) al dentífrico como un ingrediente para prevenir las caries. Si tenemos 6,28 mg de dicho compuesto, ¿cuál es la masa de flúor? PA (uma): Sn=119; F=19

A) 1,52 mg B) 0,8 mg C) 0,05 mg
D) 5,12 mg E) 2,15 mg

11. ¿Cuántas toneladas métricas (TM) de plomo se obtienen de 717 TM de galena (PbS), si el proceso tiene un rendimiento del 50%? PA: Pb=207; S=32

A) 310,5 B) 119,5 C) 358,5
D) 621,0 E) 155,3

UNMSM 2008 - II

NIVEL INTERMEDIO

12. En un recipiente se mezclan dos gases: etano (C_2H_6) y propano (C_3H_8). Si se sabe que en total la mezcla contiene 14 mol de C y 40 mol de H, ¿qué masa, en gramos, de etano hay en la mezcla?

A) 140 B) 120 C) 60
D) 100 E) 80

13. La putrefacción o descomposición de la carne da lugar a la liberación de diversas sustancias, entre sólidos, líquidos o gases. Si el compuesto principal que se descompone es 54,5% C; 13,72% H y 31,78% N, ¿cuál es su fórmula mínima?

A) CHN B) $\text{C}_6\text{H}_2\text{N}$ C) $\text{C}_2\text{H}_3\text{N}$
D) $\text{C}_2\text{H}_6\text{N}$ E) $\text{C}_3\text{H}_2\text{N}$

14. ¿Cuál de las siguientes muestras de sustancias contiene la mayor masa de cloro? PA (uma): C=12; H=1; O=16; Na=23; Cl=35,5; K=39; Mg=24; F=19

A) 60 g de NaClO_3
B) 0,10 mol de KCl
C) 30 g de MgCl_2
D) 0,50 mol de Cl_2
E) $0,2 N_A$ moléculas de CFCl_3

15. Todas las sustancias que se enumeran a continuación son fertilizantes que aportan nitrógeno al suelo. ¿Cuál de ellas es la fuente más rica de nitrógeno basándose en su composición porcentual en masa? PA (uma): N=14; C=12; O=16; K=39

A) urea, $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$
B) nitrato de amonio, NH_4NO_3
C) guanidina, $\text{HNC}(\text{NH}_2)_2$
D) amoníaco, NH_3
E) nitrato de potasio, KNO_3

16. Determine la fórmula empírica de un compuesto cuya composición porcentual del peso es Fe=70% y O=30%. PA (uma): Fe=56; O=16

A) FeO B) FeO_2 C) Fe_2O_6
D) Fe_2O_3 E) Fe_3O_4

17. Calcule la masa molar de una mezcla gaseosa formada por masas iguales de O_2 y SO_3 . $\bar{M}$ (g/mol): $\text{O}_2=32$; $\text{SO}_3=80$

A) 45,7 B) 50,6 C) 38,5
D) 112 E) 65,2

Estado gaseoso

Capítulo X

OBJETIVOS

- Explicar el comportamiento de los gases en función de la alteración de sus variables de estado.
- Aplicar la ecuación universal para gases ideales así como la ecuación general y los procesos restringidos.

La materia, como sustancia, se nos presenta generalmente en cuatro estados de agregación molecular: el sólido, líquido, gaseoso y el plasmático. La diferencia que hay entre uno y otro estado tiene relación con la facilidad o dificultad de movimiento que tienen sus unidades estructurales relacionadas a las fuerzas de cohesión, que las mantienen unidas, y a la energía cinética, que las permite desplazarse. La supremacía de una de ellas es un indicador que nos permite predecir si la materia se encuentra en un estado físico o en otro.

ESTADOS DE AGREGACIÓN (ESTADO FÍSICO)

		Sólido	Líquido	Gaseoso
A nivel nanoscópico	La energía de la cohesión molecular...	supera a la energía cinética.	se equilibra con la energía cinética.	es menor a la energía cinética.
	Separación relativa de sus moléculas	mínima, muy unidas entre ellas	separación a cortísimos espacios	muy separadas, libres
	Tipo de movimiento molecular	principalmente de tipo vibracional	vibración y rotación molecular	principalmente traslación y rotación
A nivel macroscópico	Tiene forma...	definida.	variable (adopta la forma del recipiente).	variable (adopta totalmente la forma del recipiente).
	Su volumen es...	constante.	constante.	variable (depende del recipiente que lo almacena).
	Cuando se le aplica presión, es...	incompresible.	incompresible.	compresible.
	Se difunde...	difícilmente.	con facilidad.	con facilidad.

1. Definición

Es una forma de presentación de la materia sustancial cuyas unidades estructurales son los átomos (gases nobles) o las moléculas que, a diferencia de los otros estados (excepto el plasmático), tienen como características presentar elevada entropía (desorden molecular).

Los gases, en general, los encontramos formando parte de una mezcla, como el aire, gas doméstico, gas para buceo profesional, entre otros.

Los gases puros, a nivel molecular, pueden estar constituidos por un conjunto de moléculas monoatómicas, caso del He, Ne, Ar, etc.; o poliatómicas, de tipo diatómico, como el N_2 , O_2 , F_2 , Cl_2 , H_2 ; triatómico, como el O_3 , H_2S , NO_2 , etc.; tetraatómico, como el NH_3 , SO_3 , $HCHO$; entre otros.

A continuación, citamos a algunos gases con sus correspondientes características.

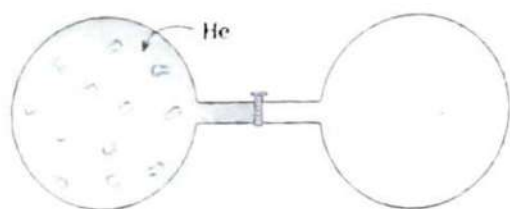
- H_2 , CH_4 , C_3H_8 , C_2H_2 : combustibles
- N_2O : hilarante, comburente (al igual que el O_2) y fertilizante
- CO: disminuye el transporte del O_2 (por parte de la hemoglobina) debido a la formación de la carboxihemoglobina (HbCO).
- NO, NO_2 , N_2O y SO_2 : participan en la formación de lluvia ácida.

2. Propiedades generales

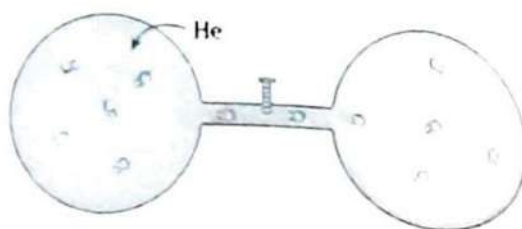
A nivel macroscópico, los gases experimentan cambios que les son característicos propios de su naturaleza.

2.1. EXPANSIÓN

Los gases espontáneamente incrementan el espacio que ocupan, es decir, su volumen. Esto se debe a la alta energía cinética de sus moléculas.

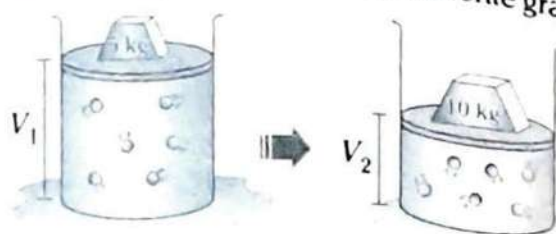


Luego de abrir la válvula



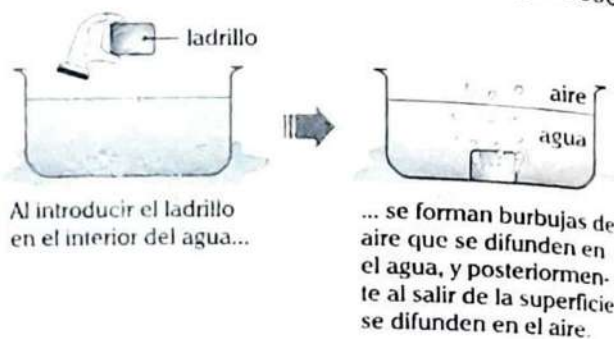
2.2. COMPRESIÓN

Si al gas se le aplica una presión externa, este cederá; es decir, permitirá que su volumen sea reducido. Esto se debe a que entre sus moléculas la distancia de separación es relativamente grande.



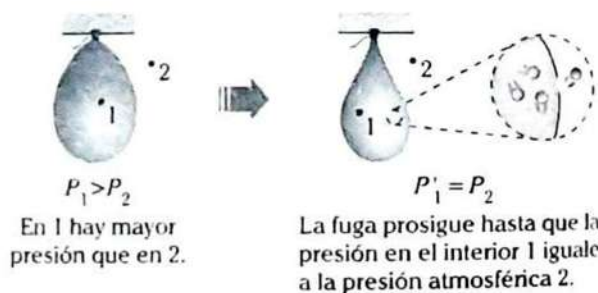
2.3. DIFUSIÓN

Es el traslado de la masa gaseosa cuando viaja a través de un medio sólido, líquido o gaseoso.



2.4. EFUSIÓN

Es la fuga o salida de la masa gaseosa a través de los orificios microscópicos de las paredes semi-permeables de los globos o de los neumáticos.



NOTA

Los gases al igual que los líquidos son fluidos; es decir, su masa puede desplazarse a través de conductos tipo manguera, cañería, entre otros. Asimismo, ejercen presión en todas direcciones.

3. Variables de estado

El comportamiento de los gases es sensible a toda modificación que se presente en alguna de las variables de estado, llámese presión, volumen o temperatura.

3.1. PRESIÓN

Es la magnitud que indica la distribución de una fuerza normal (perpendicular) por unidad de área.

$$P = \frac{F}{A}$$

Unidad: N/m^2 o Pa (pascal)

donde

- F : fuerza perpendicular
- A : área

Otras unidades de presión: atmósferas (atm), milímetros de mercurio (mmHg).

A nivel de los gases, la presión se ejerce cuando las moléculas colisionan en contra de las paredes internas del recipiente que las contienen. A mayor número de colisiones, mayor presión.

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 101\,325 \text{ Pa}$$

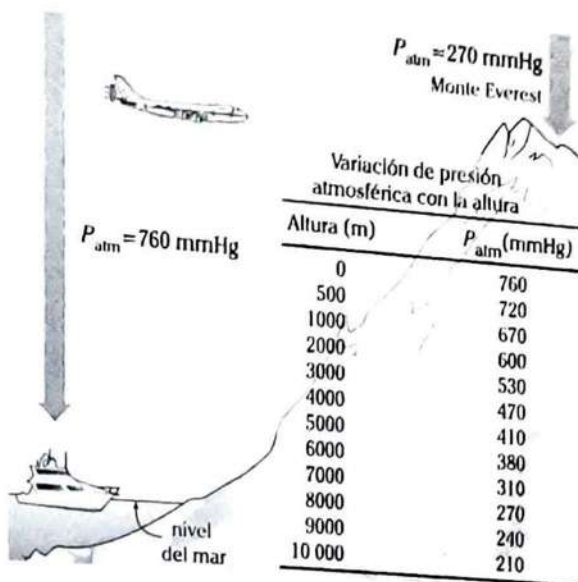
Los tipos de presión en un sistema gaseoso son

- P_{atm} : presión atmosférica
- P_{man} : presión manométrica
- P_{abs} : presión absoluta

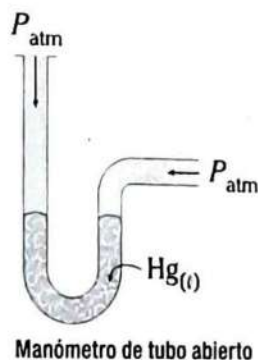
Estas se relacionan así:

$$P_{\text{abs}} = P_{\text{man}} + P_{\text{atm}}$$

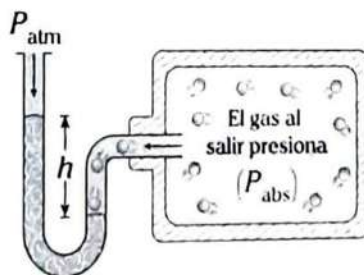
La presión atmosférica o presión ejercida por el aire varía con la altitud, esta se mide en los barómetros. Su valor a nivel del mar es 1 atm.



La presión manométrica se mide en un manómetro, el cual se encarga de medir la diferencia entre la presión interna del sistema (P_{abs}) y la presión atmosférica (P_{atm}).



Al salir el gas, se desplaza al Hg una altura h .



La P_{man} queda registrada por el desnivel de la columna con mercurio: $P_{\text{man}} = h \text{ mmHg}$.

3.2. TEMPERATURA

Es la magnitud que indica el grado de agitación atómico-molecular. Por ejemplo, en un trozo de acero a 25 °C, sus átomos vibran menos que el mismo trozo de acero a 50 °C. La temperatura una vez medida, su valor puede expresarse en las escalas Celsius, Fahrenheit, Kelvin y Rankine. Los grados Celsius (°C) y grados Fahrenheit (°F) son escalas relativas, mientras que los kelvin y rankine son escalas absolutas.

Ya que en el sistema internacional la unidad de temperatura es el kelvin, se recomienda memorizar lo siguiente:

$$K = ^\circ C + 273$$

Esta ecuación se desprende de

$$\frac{^{\circ}C}{5} = \frac{K - 273}{5} = \frac{^{\circ}F - 32}{9} = \frac{R - 492}{9}$$

3.3. VOLUMEN

Es la magnitud que indica el espacio que ocupa el gas. Su unidad en el sistema internacional es el metro cúbico (m^3), de tal modo que $1 m^3 = 10^3 L$ y $1 L = 10^3 mL$.

4. Ecuación de estado

Para estudiar los gases fue necesario idealizar un gas perfecto, de modo que sirva de base para conocer y comprender a los gases de la naturaleza. Es por ello que a esta ecuación también se la conoce como la ecuación universal de los gases ideales.

$$PV = nRT$$

donde

- P : presión absoluta del gas (atm, mmHg)
- V : volumen o capacidad del recipiente que contiene al gas (L)
- T : temperatura absoluta (K)
- n : número de moles de moléculas (mol)
- R : constante universal del gas ideal

Valores de R

$$R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot L}{\text{mol} \cdot K} = 8,31 \frac{J}{\text{mol} \cdot K} = 62,4 \frac{\text{mmHg} \cdot L}{\text{mol} \cdot K}$$

Si se conoce la unidad de la presión, se utilizarán los siguientes valores de R .

- P (en atm) $\rightarrow R = 0,082$
- P (en mmHg) $\rightarrow R = 62,4$

También, a partir de la ecuación de estado, se llega a deducir la siguiente ecuación:

$$PM = RTD$$

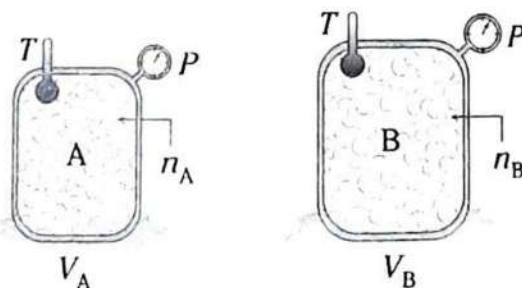
donde

- D : densidad del gas (g/L)
- M : masa molar (g/mol)

4.1. CONDICIONES DE AVOGADRO

Dos o más gases que se encuentren a las mismas condiciones de presión y temperatura tienen una relación de volúmenes igual a la relación de sus moles de moléculas.

Sean A y B dos sustancias gaseosas sometidas a presión y temperatura constante.



Se cumple que

$$\frac{n_A}{n_B} = \frac{V_A}{V_B}$$

Luego se deduce que si $V_A = V_B \rightarrow n_A = n_B$
A igualdad de sus volúmenes, se tendrá la misma cantidad de moléculas.

4.2. CONDICIONES NORMALES (CN)

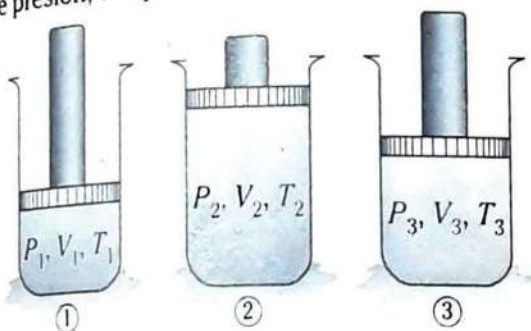
Un gas se encuentra a condiciones normales si su presión y temperatura permanecen constantes (condiciones de Avogadro) e iguales a 1 atm (760 mmHg) y 0 °C (273 K).

Bajo estas condiciones se cumple que

$$1 \text{ mol(gas)} \xrightarrow[\text{a CN}]{\text{ocupa}} 22,4 \text{ L}$$

5. Ecuación general

Un gas manteniendo constante su masa o número de moles puede cambiar sus condiciones de presión, temperatura y volumen.



Para los estados termodinámicos ① y ②, luego de despejar e igualar en valor de R de la ecuación de estado, se cumplirá que

$$\frac{P_1 V_1}{n_1 T_1} = \frac{P_2 V_2}{n_2 T_2}$$

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

Esta es la ecuación general que se cumple para procesos isomásicos.

6. Procesos restringidos

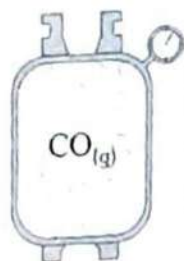
Así como la masa del gas se mantiene constante, también podremos mantener alguna variable de estado (P , V o T); de ser así, estaremos en los procesos restringidos. Cada proceso fue estudiado por diversos científicos que concluyeron sus trabajos con el anuncio de leyes.

Proceso	Ley de...	Ecuación
$T = \text{cte.}$ isotérmico	R. Boyle	$P_1 V_1 = P_2 V_2$
$P = \text{cte.}$ isobárico	R. Charles	$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$
$V = \text{cte.}$ isocórico	G. Lussac	$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$

Problema N.º 1

¿Cuántos gramos de monóxido de carbono (CO) están contenidos en el recipiente de 1,64 L de capacidad, que se encuentra a 7 °C y 2 atm? PA (uma): C=12; O=16

Resolución



$$\begin{aligned} P &= 2 \text{ atm} \\ T &= 7^\circ\text{C} \rightarrow 280 \text{ K} \\ V &= 1,64 \text{ L} \\ \bar{M}_{\text{CO}} &= 28 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

A partir de la ecuación universal de los gases, obtenemos la masa de monóxido de carbono.

$$m = \frac{PV\bar{M}}{RT}$$

Reemplazamos valores

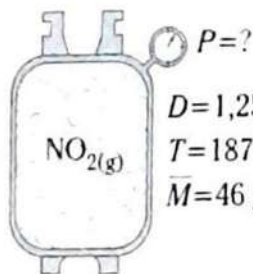
$$m = \frac{2 \text{ atm} \times 1,64 \text{ L} \times 28 \text{ g/mol}}{0,082 \frac{\text{atm} \times \text{L}}{\text{mol} \times \text{K}} \times 280 \text{ K}} \rightarrow m = 4,0 \text{ g}$$

Problema N.º 2

¿Qué presión, en atm, ejerce el dióxido de nitrógeno (NO_{2(g)}) sabiendo que su densidad es 1,25 g/L a 187 °C?

PA (uma): N=14; O=16

Resolución



$$\begin{aligned} P &=? \\ D &= 1,25 \text{ g/L} \\ T &= 187^\circ\text{C} \rightarrow 460 \text{ K} \\ \bar{M} &= 46 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

Para calcular la presión del gas NO₂, usaremos la ecuación universal que relaciona la densidad del mismo.

$$P\bar{M} = DRT$$

Reemplazamos valores

$$P_{\text{NO}_2} \times 46 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 1,25 \frac{\text{g}}{\text{L}} \times 0,082 \frac{\text{atm} \times \text{L}}{\text{mol} \times \text{K}} \times 460 \text{ K}$$

$$\therefore P_{\text{NO}_2} = 1,025 \text{ atm}$$

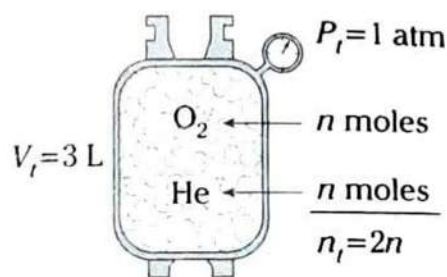
Problema N.º 3

A 27 °C y 1 atm, una mezcla compuesta por igual número de moles de oxígeno y de helio se encuentra confinada en un recipiente de 3 L. Indique el número de átomos de oxígeno y de helio presentes.

PA (uma): O=16; He=4

Resolución

A partir de la mezcla gaseosa determinaremos la cantidad de moles de las moléculas presentes, para luego conocer el número de moles de los átomos y, finalmente, la cantidad de átomos para cada gas.



$$T = 27^\circ\text{C} \rightarrow 300 \text{ K}$$

Usamos la ecuación universal para la mezcla

$$P_1 V_1 = RT n_1$$

Reemplazamos valores

$$1 \text{ atm} \times 3 \text{ L} = 0,082 \frac{\text{atm} \times \text{L}}{\text{mol} \times \text{K}} \times 300 \text{ K} \times 2n$$

$$\rightarrow n = 0,061 \text{ mol}$$

Para el oxígeno
 $1 \text{ mol O}_2 \text{ --- } 2(6,022 \times 10^{23} \text{ átomos O})$
 $0,061 \text{ mol O}_2 \text{ --- } x$
 $\therefore x = 7,34 \times 10^{22} \text{ átomos O}$

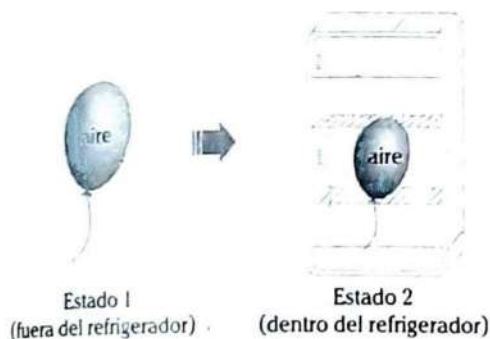
Para el helio
 $1 \text{ mol He --- } (6,022 \times 10^{23} \text{ átomos He})$
 $0,061 \text{ mol O}_2 \text{ --- } y$
 $\therefore y = 3,67 \times 10^{22} \text{ átomos He}$

Problema N.º 4

Si a un globo de 2 L, inflado con aire a 25 °C, se le introduce en un refrigerador que está a 1 °C, ¿cuál sería el nuevo volumen del globo?

Resolución

La experiencia se lleva a cabo a $P = \text{cte.}$ e igual a 1 atm, es decir, a la P_{atm}



Estado 1 (fuera del refrigerador)	Estado 2 (dentro del refrigerador)
$V_1 = 2 \text{ L}$	$V_2 = ?$
$T_1 = 25 \text{ °C} \leftrightarrow 298 \text{ K}$	$T_2 = 1 \text{ °C} \leftrightarrow 274 \text{ K}$
$P_1 = 1 \text{ atm} = P_{\text{atm}}$	$P_2 = 1 \text{ atm}$

Como la cantidad de gas dentro del globo es constante, usamos la ecuación general para cada estado termodinámico.

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

Reemplazamos valores

$$\frac{1 \text{ atm} \times 2 \text{ L}}{298 \text{ K}} = \frac{1 \text{ atm} \times V_2}{274 \text{ K}}$$

$$\therefore V_2 = 1,84 \text{ L}$$

Podemos decir que el aire experimentó una contracción isobárica.

Problema N.º 5

1 mol de gas a la presión de 800 mmHg y 25 °C ocupa un volumen de 380 cm³. ¿Qué volumen ocupará dicho gas a la presión de 760 mmHg y a la misma temperatura?

UNMSM 2007-II

Resolución

De manera similar al problema anterior, se trata de un proceso restringido; esta vez de tipo isotérmico.

Estado 1	Estado 2
$P_1 = 800 \text{ mmHg}$	$P_2 = 760 \text{ mmHg}$
$V_1 = 380 \text{ cm}^3 \leftrightarrow 0,38 \text{ L}$	$V_2 = ?$
$T_1 = 25 \text{ °C} \leftrightarrow 298 \text{ K}$	$T_2 = T_1 = 298 \text{ K}$
$n_{\text{gas}} = 1 \text{ mol}$	$n_{\text{gas}} = 1 \text{ mol}$

De acuerdo a la ley de R. Boyle

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

Reemplazamos valores

$$800 \text{ mmHg} \times 0,38 \text{ L} = 760 \text{ mmHg} \times V_2$$

$$\therefore V_2 = 0,4 \text{ L o } 400 \text{ cm}^3$$

PROBLEMAS PROPUESTOS

NIVEL BÁSICO

1. Marque la secuencia de verdad (V) o falsedad (F) respecto a las propiedades generales de los gases.

- Al pinchar un globo inflado, el gas liberado experimenta efusión.
- Si utilizamos un inflador de aire y lo usamos para nivelar el volumen de una llanta, el gas experimenta expansión únicamente.
- Al ser liberado el gas lacrimógeno para dispersar una manifestación social, el gas experimenta difusión.

- A) FVV B) FVF C) VVV
D) FFF E) FFV

2. ¿Qué alternativa contiene a un gas puro constituido de moléculas tetratómicas?

- A) ozono
B) propano
C) GNV
D) amoníaco
E) gas hilarante (N_2O)

3. En un matraz de 250 mL se almacenan 595 mg de un gas, Cl_2O_x . Si la presión que ejerce el gas a $227^\circ C$ es 0,82 atm, ¿cuál es el valor de x ?

PA (uma): $Cl = 35,5$

- A) 3 B) 2 C) 5
D) 6 E) 7

4. Calcule la presión, en atm, que ejerce 160 g de metano (CH_4) contenidos en un recipiente de 2 L a una temperatura de 300 K.

PA (uma): $C=12$; $H=1$

- A) 121 B) 120 C) 125
D) 118 E) 123

5. ¿Cuántos gramos de CO hay en un recipiente de 1,64 L de capacidad a $7^\circ C$ y 2 atm?

PA (uma): $C=12$; $O=16$

- A) 2,0 g B) 1/4 g C) 7,0 g
D) 4,0 g E) 1/2 g

6. Un recipiente contiene 89,6 L de gas metano (CH_4) en condiciones normales. Determine la masa de carbono en dicho recipiente.

PA (uma): $C=12$; $H=1$

- A) 16 g B) 48 g C) 24 g
D) 36 g E) 20 g

7. El cianuro de hidrógeno (HCN) utilizado en la cámara de gas es un poderoso veneno. ¿Cuánto más denso es este gas respecto al hidrógeno a las mismas condiciones de presión y temperatura? PF (uma): $HCN=27$

- A) 12,5 B) 27,9 C) 26,0
D) 25,0 E) 13,5

8. Se tienen dos gases: amoníaco (NH_3) y propano (C_3H_8) en recipientes separados y de igual volumen. Si en el recipiente que contiene amoníaco hay $9,6 \times 10^{23}$ átomos en total, ¿qué masa de propano debe haber en el otro recipiente para que se cumplan las condiciones de Avogadro?

$\bar{M}$ (g/mol): $C_3H_8 = 44$ y $N_A = 6 \times 10^{23}$

- A) 10,4 g B) 8,8 g C) 25,6 g
D) 35,2 g E) 17,6 g

9. Un matraz vacío de 500 mL pesa 285 g. Cuando se llena con un gas a condiciones normales, el matraz pesa 286,295 g. ¿Qué gas se ha introducido en el matraz?

PA (uma): $C=12$; $H=1$; $N=14$; $O=16$; $S=32$

- A) C_4H_{10} B) NO_2 C) SO_2
D) HCN E) Cl_2O_3

10. Indique cuál o cuáles de las siguientes proposiciones son correctas.

- I. En condiciones normales, 6,4 g de gas oxígeno ocupan 4,48 L.
- II. Un mol de cualquier gas ideal ocupa 22,4 L a condiciones de Avogadro.
- III. En 6,72 L de gas He en condiciones normales están presentes $1,8 \times 10^{24}$ moléculas. $N_A = 6 \times 10^{23}$

- A) solo II B) solo III C) I y III
D) solo I E) todas

NIVEL INTERMEDIO

11. Respecto a los gases, considerados como ideales, indique cuál o cuáles son correctos.

- I. Son sensibles a todo cambio de presión y temperatura, exclusivamente.
- II. Según sus propiedades, algunos son tóxicos, inocuos, inodoros, entre otros.
- III. La ecuación de estado puede utilizarse estrictamente para el aire troposférico.

- A) solo I B) I y II C) II y III
D) solo II E) solo III

12. Un inflador de llanta de bicicleta está lleno de aire a la presión absoluta de una atmósfera. Se sabe que la longitud de carrera del inflador es 90 cm. ¿A partir de qué recorrido comenzará a penetrar aire en un neumático en el cual la presión manométrica es 5 atm si la temperatura no varía?

- A) 60 cm B) 75 cm C) 92 cm
D) 68 cm E) 72 cm

13. Si 7,0 g de gas nitrógeno a 273 K y 1 atm ocupan el mismo volumen que un determinado número de moléculas de gas propano C_3H_8 a las mismas condiciones de presión y

temperatura, determine el número de moléculas de propano.

PA (uma): N=14; C=12

- A) $0,25 N_A$ B) $0,12 N_A$ C) $1,50 N_A$
D) $0,75 N_A$ E) $1,00 N_A$

14. Una muestra de un hidrocarburo líquido se vaporiza en un matraz de 250 mL por inmersión en baño maría a 101 °C y a la presión absoluta de 760 mmHg. El vapor se condensa y forma 0,57 g de líquido. ¿Cuál es la masa molecular del hidrocarburo?

- A) 80 g/mol B) 70 g/mol C) 72 g/mol
D) 68 g/mol E) 58 g/mol

15. En un balón de 9 L se tiene almacenado gas propano (C_3H_8) a una presión de 2,05 atm. Si luego de un tiempo de usar el gas se determina que la presión es de 1,025 atm, calcule la masa de gas que se consumió. Considere que la temperatura del sistema es de 27 °C.

- A) 8,5 g B) 18 g C) 12,5 g
D) 36 g E) 16,5 g

16. En un recipiente se tiene un alcano (C_nH_{2n+2}) y se desea cambiarlo por una masa igual pero de otro alcano que tiene dos átomos de carbono menos por molécula, de modo que la temperatura se mantenga constante. Sabiendo que la presión final del sistema es 1,5 veces que la del sistema inicial, ¿cuáles son estos hidrocarburos si a esas condiciones se encuentran en fase gaseosa?

- A) C_3H_8 y CH_4 B) C_4H_{10} y C_2H_6
C) C_5H_{12} y C_3H_8
D) C_6H_{14} y C_4H_{10} E) C_7H_{16} y C_5H_{12}

Mezcla gaseosa

Capítulo XI

OBJETIVOS

- Aplicar las ecuaciones de los gases para una mezcla gaseosa.
- Resolver problemas utilizando las leyes de Dalton y de Amagat, así como el uso de la identidad de Avogadro.

1. Definición

Es la unión física de dos o más sustancias que interactúan entre sí conservando cada una su identidad y sus propiedades, y que por difusión de las mismas, en conjunto, forman una mezcla homogénea.

Cada gas se comporta como si estuviera solo ocupando todo el volumen del recipiente que lo contiene.

2. Fracción molar (y_i)

Es la relación entre las moles de un componente gaseoso (n_i) respecto del total de moles de moléculas gaseosas (n_t) presentes. Dicho valor representa la concentración molar del componente gaseoso en la mezcla.

$$y_i = \frac{n_i}{n_t}$$

Aplicación

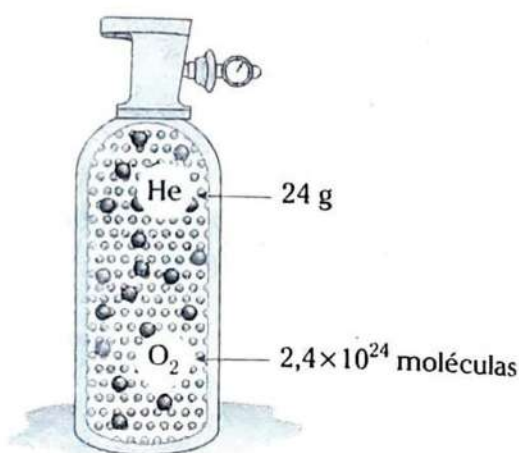
Si tenemos una mezcla gaseosa formada por 24g He y $2,4 \times 10^{24}$ moléculas O_2 , determine la fracción molar que representa cada gas.

Datos:

$$N_A = 6 \times 10^{23}; \bar{M}(\text{g/mol}): \text{He} = 4; \text{O}_2 = 32$$

Resolución

Determinamos el número de moles de moléculas de cada gas.



$$n_{\text{He}} = \frac{m_{\text{He}}}{M_{\text{He}}} = \frac{24 \text{ g}}{4 \text{ g/mol}} = 6 \text{ mol}$$

$$n_{O_2} = \frac{N.^{\circ} \text{ de moléculas}}{N_A} = \frac{2,4 \times 10^{24}}{6 \times 10^{23}} = 4 \text{ mol}$$

$$\text{Luego } n_t = 6 + 4 = 10 \text{ mol}$$

Finalmente, hallamos la fracción molar de cada gas

$$\left. \begin{aligned} y_{\text{He}} &= 6/10 = 0,6 \\ y_{\text{O}_2} &= 4/10 = 0,4 \end{aligned} \right\} y_{\text{He}} + y_{\text{O}_2} = 1$$

En general, para n diferentes gases

$$\sum_{i=1}^n y_i = 1$$

3. Masa molar promedio o aparente ($\bar{M}_t$)

Ya que las mezclas no se pueden representar por una fórmula química, no se podría conocer su verdadera masa molar. Es por ello que se utiliza el resultado obtenido de un promedio ponderado entre los moles y las fracciones molares de cada componente gaseoso.

$$\bar{M}_t = \sum_{i=1}^n y_i \cdot \bar{M}_i$$

Ejemplo

Para la mezcla de la aplicación anterior, tenemos

$$\bar{M}_t = y_{\text{He}}(\bar{M}_{\text{He}}) + y_{\text{O}_2}(\bar{M}_{\text{O}_2})$$

$$\bar{M}_t = 0,6(4) + 0,4(32)$$

$$\bar{M}_t = 15,2 \text{ g/mol}$$

4. Leyes de las mezclas gaseosas

4.1. LEY DE LAS PRESIONES PARCIALES (JOHN DALTON)

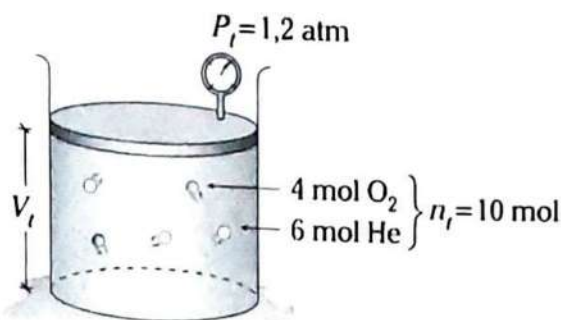
La presión total o de la mezcla es igual a la suma de las presiones parciales del total de componentes.

$$P_t = \sum P_i$$

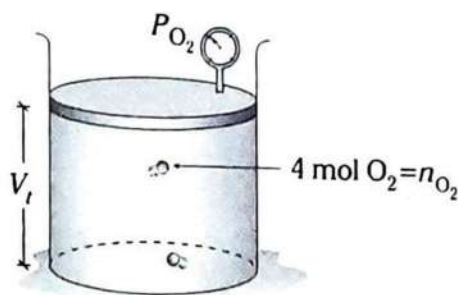
presión total de la mezcla presión parcial

4.1.1. Presión parcial (P_i)

Es la presión que ejerce un componente gaseoso en una mezcla estando a la misma temperatura. Así, para una mezcla formada por helio y oxígeno, los 10 mol de moléculas de gas presentes ejercen una presión total de 1,2 atm.



Si queremos conocer la presión parcial del oxígeno, debemos suponer que el gas helio no se encuentre en el recipiente y que el gas O_2 permanece ocupando prácticamente el mismo volumen que el de la mezcla. Entonces, el recipiente quedará así:



¿Cómo hallar P_{O_2} ?

Para ello, apliquemos la ecuación de estado para la mezcla y el oxígeno.

- $\text{O}_2: P_{\text{O}_2} V_t = R \cdot T \cdot n_{\text{O}_2}$
- Mezcla: $P_t V_t = R \cdot T \cdot n_t$

Dividimos ambas ecuaciones

$$\frac{P_{\text{O}_2}}{P_t} = \frac{n_{\text{O}_2}}{n_t} = y_{\text{O}_2} \rightarrow P_{\text{O}_2} = y_{\text{O}_2} \times P_t$$

Reemplazamos

$$\frac{P_{O_2}}{1,2 \text{ atm}} = \frac{4 \text{ mol}}{10 \text{ mol}}$$

$$P_{O_2} = 0,48 \text{ atm}$$

Para conocer la P_{He} hacemos uso de la ley de Dalton.

$$P_t = P_{He} + P_{O_2}$$

$$1,2 = P_{He} + 0,48$$

$$P_{He} = 0,72 \text{ atm}$$

4.2. LEY DE LOS VOLUMENES PARCIALES (AMAGAT)

El volumen total o de la mezcla es igual a la suma de los volúmenes parciales de cada gas componente.

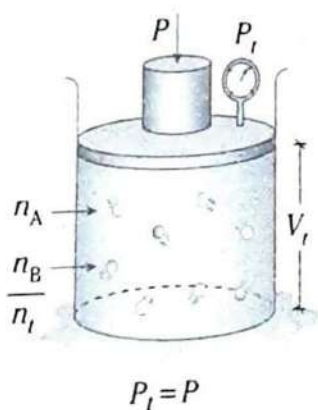
$$V_t = \sum V_i$$

volumen total de la mezcla volumen parcial

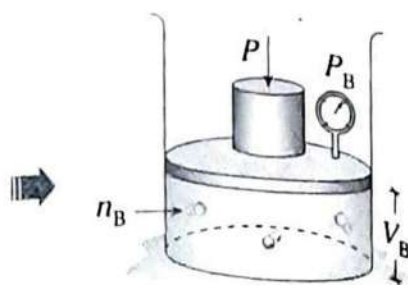
4.2.1. Volumen parcial (V_i)

Es el volumen que ocupa un componente gaseoso cuando este ejerza igual presión que el de la mezcla estando a la misma temperatura.

Sea la siguiente mezcla:



donde P es la presión ejercida por n_t moles que ocupan el volumen de la mezcla V_t .



Como $P_B = P = P_t$, el V_B representa al volumen parcial del gas B.

Aplicamos la ecuación de estado para el gas B y la mezcla.

- Gas B: $P \cdot V_B = R \cdot T \cdot n_B$
- Mezcla: $P \cdot V_t = R \cdot T \cdot n_t$

Dividimos ambas ecuaciones

$$\frac{V_B}{V_t} = \frac{n_B}{n_t} = y_B \rightarrow V_B = y_B \cdot V_t$$

Haciendo uso de la ley de Amagat, tenemos

$$V_A + V_B = V_t$$

donde V_A y V_B son los volúmenes parciales, y V_t el volumen de la mezcla gaseosa.

5. Identidad de Avogadro

En una mezcla de gases, la fracción molar es igual a la fracción en presión y en volumen. Por ello, los porcentajes en moles, en presión y en volumen son iguales.

$$y_i = \frac{n_i}{n_t} = \frac{P_i}{P_t} = \frac{V_i}{V_t}$$

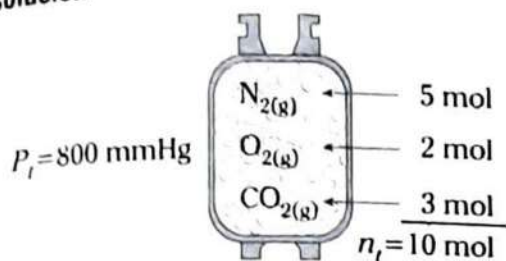
$$\%n_i = \%P_i = \%V_i$$

PROBLEMAS RESUELTOS

Problema N.º 1

Una mezcla de gases, que ejerce una presión de 800 mmHg, contiene 5 mol de N_2 , 2 mol de O_2 y 3 mol de CO_2 . Calcule la presión parcial, en mmHg, de cada gas.

Resolución



Hallamos la fracción molar de cada gas

$$y_{N_2} = \frac{n_{N_2}}{n_t} = \frac{5 \text{ mol}}{10 \text{ mol}} = 0,5$$

$$y_{O_2} = \frac{n_{O_2}}{n_t} = \frac{2 \text{ mol}}{10 \text{ mol}} = 0,2$$

$$y_{CO_2} = \frac{n_{CO_2}}{n_t} = \frac{3 \text{ mol}}{10 \text{ mol}} = 0,3 \text{ mol}$$

De la ley de las presiones parciales, se tiene

$$\frac{P_i}{P_t} = \frac{n_i}{n_t} = y_i \rightarrow \boxed{P_i = y_i \cdot P_t}$$

Luego

$$P_{N_2} = y_{N_2} \cdot P_t$$

Reemplazando para cada gas, tenemos

$$P_{N_2} = 0,5 \times 800 = 400 \text{ mmHg}$$

$$P_{O_2} = 0,2 \times 800 = 160 \text{ mmHg}$$

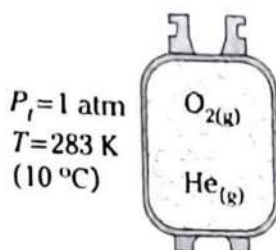
$$P_{CO_2} = 0,3 \times 800 = 240 \text{ mmHg}$$

Problema N.º 2

En una mezcla de 96 g de oxígeno y 12 g de helio a 10°C y 1 atm de presión total, determine la presión parcial (atm) y el volumen parcial (L) del oxígeno.

PA (uma): O=16; He=4; $R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$

Resolución



	m	$\bar{M}$	$n(m/\bar{M})$	
$O_{2(g)} \rightarrow$	96 g	32 g/mol	3 mol	$\left. \begin{array}{l} y_{O_2} = \frac{3}{6} = 0,5 \\ y_{He} = \frac{3}{6} = 0,5 \end{array} \right\}$
$He_{(g)} \rightarrow$	12 g	4 g/mol	3 mol	
			$n_t = 6 \text{ mol}$	

Nos piden

$$P_{O_2} = y_{O_2} \cdot P_t$$

$$\therefore P_{O_2} = 0,5 \times 1 = 0,5 \text{ atm}$$

Para determinar el volumen parcial del oxígeno, utilizamos la ecuación que proviene de la ley de Amagat.

$$\frac{V_i}{V_t} = \frac{n_i}{n_t} = y_i \rightarrow \boxed{V_i = y_i \cdot V_t}$$

Cálculo del V_t

Para ello usamos la ecuación de estado para toda la mezcla.

$$P_t \cdot V_t = R \cdot T \cdot n_t$$

Reemplazamos

$$1 \text{ atm} \times V_t = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 283 \text{ K} \times 6 \text{ mol}$$

$$\rightarrow V_t = 139,2 \text{ L}$$

Cálculo de V_{O_2}

$$V_{O_2} = y_{O_2} \cdot V_t$$

Reemplazamos

$$V_{O_2} = 0,5(139,2 \text{ L})$$

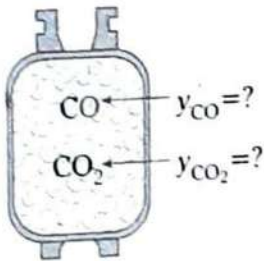
$$\therefore V_{O_2} = 69,6 \text{ L}$$

Problema N.º 3

Una mezcla gaseosa de CO y CO₂ tiene una densidad de 1,5 g/L a 30 °C y 730 mmHg. Determine las fracciones molares del CO y CO₂.

Resolución

Sea la mezcla gaseosa



Datos:

- $D=1,5 \text{ g/L}$
- $T=30 \text{ °C} \rightarrow 303 \text{ K}$
- $P=730 \text{ mmHg}$

Si analizamos los datos, todo apunta a utilizar la ecuación $P\bar{M} = T \cdot R \cdot D$, de la cual conociendo la masa molar de la mezcla, podremos determinar la fracción molar de cada gas.

Reemplazando tenemos

$$730 \text{ mmHg} \times \bar{M}_t = 303 \text{ K} \times 62,4 \frac{\text{mmHg} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 1,5 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

Utilizamos el valor de $R = 62,4$, pues la presión se expresa en mmHg.

$$\bar{M}_t = 38,85 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Conociendo la fórmula para $\bar{M}_t$

$$\bar{M}_t = y_{CO} \cdot \bar{M}_{CO} + y_{CO_2} \cdot \bar{M}_{CO_2}$$

Reemplazamos

$$38,85 = y_{CO} \cdot 28 + y_{CO_2} \cdot 44$$

Como

$$1 = y_{CO} + y_{CO_2}$$

$$\rightarrow 28 = 28y_{CO} + 28y_{CO_2}$$

Resolviendo ambas ecuaciones, tenemos

$$y_{CO_2} = 0,68$$

$$\therefore y_{CO} = 0,32$$

POSTULO A
SOY PRE
TEAM POSTULANTES

POSTULO A
SOY PRE
TEAM POSTULANTES

POSTULO A
SOY PRE
TEAM POSTULANTES

POSTULO A
SOY PRE
TEAM POSTULANTES

PROBLEMAS PROPUESTOS

NIVEL BÁSICO

1. Halle la masa molar, en g/mol, de una mezcla gaseosa formada por 14 g de hidrógeno (H_2) y 12 g de helio (He).

PA (uma): He=4; H=1

- A) 1,3 B) 2,2 C) 2,6
D) 3,5 E) 4,6

2. Determine la presión parcial del nitrógeno en una mezcla gaseosa compuesta por 56 g de N_2 y 96 g de O_2 si se sabe que la presión total es 8 atm. PA (uma): N=14; O=16

- A) 5,6 atm B) 2,4 atm C) 4,8 atm
D) 1,6 atm E) 3,2 atm

3. En un recipiente de 15 L de capacidad se tienen mezclados 128 g de oxígeno y 24 g de helio. Si la presión de la mezcla es de 5 atm, ¿cuál será la presión parcial del gas noble en mmHg? PA (uma): O=16; He=4

- A) 2280 B) 1140 C) 1520
D) 3040 E) 1320

4. ¿Cuántas moles de $O_{2(g)}$ deben mezclarse con 12 g de $NO_{(g)}$ para que la presión parcial del oxígeno sea de 152 mmHg y la mezcla se encuentre en condiciones normales? PA (uma): N=14; O=16

- A) 0,1 B) 1,6 C) 0,3
D) 0,4 E) 1,5

5. Un recipiente cerrado contiene una mezcla de masas iguales de CH_4 y C_2H_6 . Si la presión parcial del primero es 0,56 atm, ¿cuál es la presión parcial, en atm, del C_2H_6 ?

- A) 0,86 B) 0,60 C) 1,50
D) 0,15 E) 0,30

6. Calcule la masa molar (g/mol) de una mezcla formada por masas iguales de N_2 y CH_4 . PA (uma): C=12; N=14; H=1

- A) 10,2 B) 15,1 C) 20,4
D) 22,0 E) 26,0

7. La masa molar aparente de una mezcla de oxígeno (O_2) y metano (CH_4) es 22,4 g/mol. Calcule la presión parcial del oxígeno si la presión total es 2 atm.

- A) 0,2 atm B) 0,4 atm C) 0,6 atm
D) 0,8 atm E) 1,2 atm

8. En un balón de acero se tiene una mezcla formada por O_2 y N_2 , cuyas presiones parciales son 1140 mmHg y 2,5 atm, respectivamente. Si la temperatura es 47 °C, determine el peso molecular promedio de la mezcla.

- A) 31,4 uma B) 3,12 uma C) 29,5 uma
D) 31,2 uma E) 30,4 uma

9. Se tiene una mezcla de gases formada por oxígeno y nitrógeno. Si ambos gases tienen el mismo número de moléculas y se sabe que la masa de oxígeno excede en 80 g a la masa del nitrógeno, calcule la masa de la mezcla gaseosa.

PA (uma): O=16; N=14

- A) 1000 g B) 1100 g C) 1200 g
D) 1300 g E) 1400 g

10. Calcule la densidad, en g/L, de una mezcla gaseosa formada por 2 mol de O_2 y 0,5 mol de SO_3 a $227^\circ C$ ejerciendo una presión de 4,1 atm. PA (uma): S=32; O=16

A) 2,08 B) 4,16 C) 6,24
D) 8,32 E) 12,48

NIVEL INTERMEDIO

11. El aire está formado por 20 % en volumen de oxígeno y el resto de nitrógeno. ¿Cuántos gramos de oxígeno se deben de añadir a 10 mol de aire para que su presión parcial sea el doble que la presión parcial de nitrógeno?

A) 548 B) 448 C) 336
D) 224 E) 148

12. Considerando que el aire es una mezcla de nitrógeno y oxígeno en una proporción molar de 4 a 1, ¿cuál será la masa molar aparente del aire?

PA (uma): N=14; O=16

A) 28,2 B) 28,5 C) 28,8
D) 29,2 E) 29,5

13. En un gasómetro se han mezclado los gases neón, cloro y monóxido de carbono a temperatura ambiental, siendo sus presiones

parciales 3 atm, 2 atm y 1 atm, respectivamente. Si en total hay 60 mol de gases, ¿cuál es la masa del gas carbonado de la mezcla? PA (uma): C=12; O=16; Cl=35,5; Ne=20

A) 710 g B) 280 g C) 140 g
D) 60 g E) 530 g

14. Calcule el porcentaje en masa de gas hidrógeno contenido en un recipiente de 8 L de capacidad, que también contiene gas oxígeno a $27^\circ C$ y 1,2 atm de presión, si se sabe que el oxígeno constituye el 20 % en moles de la mezcla gaseosa.

PA (uma): O=16; H=1

A) 10% B) 15% C) 20%
D) 80% E) 35%

15. De la mezcla sólido-gaseosa liberada en el interior de una chimenea doméstica al ponerse en contacto con carbón activado se retuvo las partículas de hollín dejándose escapar una mezcla de CO y CO_2 . Si se sabe que dicha mezcla tiene una densidad de 2,93 g/L a 2 atm y $27^\circ C$, ¿cuál es el porcentaje molar del CO_2 ?

PA (uma): C=12; O=16

A) 25% B) 40% C) 50%
D) 30% E) 70%

NO VENDA EL PDF , COMPARTELO

NO VENDA EL PDF , COMPARTELO

Reacciones químicas

Capítulo XII

OBJETIVOS

- Emplear los conceptos básicos de las reacciones químicas para describirlas y clasificarlas correctamente.
- Balancear ecuaciones químicas empleando correctamente los diferentes métodos propuestos.

A diario observamos y usamos diferentes reacciones químicas como por ejemplo



La corrosión de los metales, como el hierro



La cocción de los alimentos



La combustión del gas doméstico

Pero ¿cómo reconocemos que está ocurriendo o ha ocurrido una reacción química?

Esto se logra a partir de ciertas **evidencias empíricas**, las cuales podemos percibir a través de nuestros sentidos o con la ayuda de algunos instrumentos. Estas evidencias son las siguientes:

- El cambio de olor, color o sabor de los cuerpos materiales. Por ejemplo, cuando se descompone la basura.
- La formación de gases durante la reacción química.
- La emisión o absorción de energía calorífica durante el cambio. Por ejemplo, cuando quemamos un pedazo de papel, este desprende gases y calor al medioambiente.

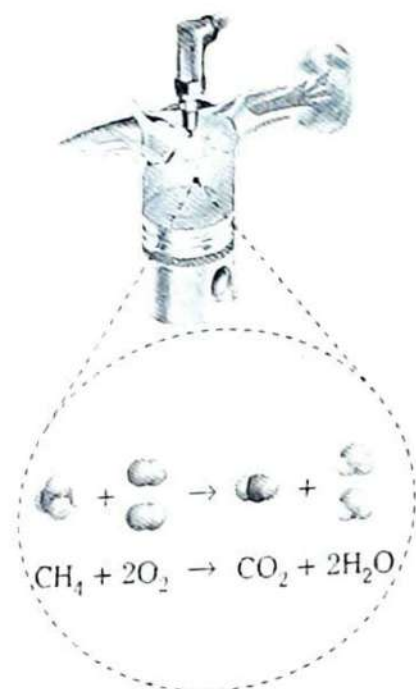
En el presente capítulo, conoceremos aspectos teóricos importantes que nos ayudarán a entender el desarrollo de las reacciones químicas.

1. Definición

Es un proceso mediante el cual una o más sustancias denominadas reactantes se transforman para dar lugar a sustancias diferentes denominadas productos.

Durante una reacción química se rompen enlaces químicos en los reactantes y se forman nuevos enlaces que dan origen a una o más sustancias nuevas; es decir, los átomos se reordenan sin perder su identidad y cantidad. En consecuencia, la masa permanece constante.

Veamos el siguiente ejemplo para ver cómo es que ocurre una reacción química a nivel atómico:



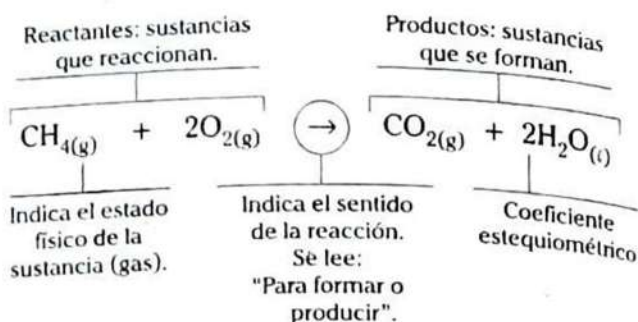
La combustión del metano (CH_4) en el motor de un automóvil (el metano es el componente más abundante del gas natural).

Del esquema notamos que la cantidad de átomos de cada elemento se mantiene constante reafirmando que en una reacción química los átomos se reordenan formando nuevas sustancias con propiedades químicas diferentes a las iniciales.

2. Ecuación química

Una ecuación es la representación simbólica de una reacción química. En ella se representan a los reactantes y productos, así como sus estados físicos y otras características adicionales que nos permiten tener una idea más exacta de la ocurrencia de dicha reacción.

Veamos la ecuación que representa la combustión del metano.



El coeficiente estequiométrico es un número que indica la proporción en moléculas, o moles, en que dicha sustancia interviene en la reacción; si es 1, no se escribe en general.

En este caso, la ecuación se lee así: "Una molécula de metano en estado gaseoso reacciona con dos moléculas de oxígeno en estado gaseoso para formar una molécula de dióxido de carbono en estado gaseoso y dos moléculas de agua en estado líquido". Se puede hacer la misma interpretación haciendo uso de los moles.

Otros símbolos usados

(s)	estado sólido
(v)	fase vapor
(ac)	fase acuosa (sustancia disuelta en agua)
$\xrightarrow{\Delta}$	Indica que la reacción requiere calor para iniciarse.
$\xrightarrow{\text{MnO}_2}$	Indica que la reacción requiere un catalizador.

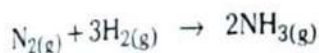
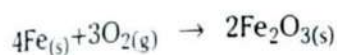
3. Clasificación

3.1. RESPECTO A LA FORMA DE OBTENCIÓN DE LOS PRODUCTOS

3.1.1. Tipos de reacción

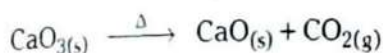
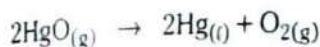
a. Reacción de síntesis o de composición

Dos o más sustancias (elementos o compuestos) se combinan para formar un solo producto.



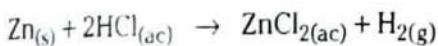
b. Reacción de descomposición

Un compuesto se divide para dar lugar a dos o más sustancias más sencillas (elementos o compuestos).



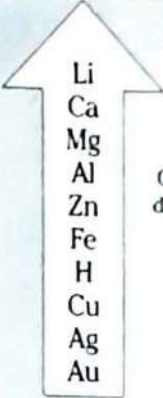
c. Reacción de desplazamiento simple

Un elemento en estado libre desplaza a otro menos reactivo de un compuesto.



NOTA

Se da una reacción de desplazamiento simple si el elemento libre es más reactivo que el elemento al que va a desplazar; caso contrario, simplemente la reacción no se desarrolla.



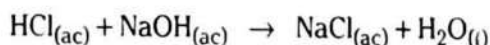
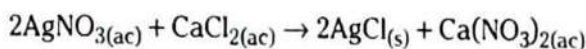
Orden de reactividad de algunos elementos

Ejemplos

- $\text{Li}_{(s)} + \text{HCl}_{(ac)} \rightarrow \text{LiCl}_{(ac)} + \text{H}_{2(g)}$
 El litio (Li) es más reactivo que el hidrógeno, por ello lo desplaza.
- $\text{Ag}_{(s)} + \text{HCl}_{(ac)} \rightarrow \text{no hay reacción}$
 La plata (Ag) es menos reactiva que el hidrógeno, debido a ello no hay reacción de desplazamiento.

d. Reacción de doble desplazamiento o metátesis

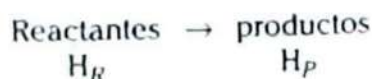
Dos compuestos intercambian átomos o grupos de átomos.



3.2. RESPECTO A LA TRANSFERENCIA DE ENERGÍA CALORÍFICA ENTRE LA REACCIÓN QUÍMICA Y SU ENTORNO

Cualquier reacción química involucra un cambio energético. La ruptura y la formación de enlaces ocasionan la liberación o la absorción de energía. Respecto a esto, las reacciones pueden ser endotérmicas o exotérmicas.

A la energía que libera o absorbe una reacción se le denomina entalpía de reacción (ΔH). Esta entalpía de reacción (ΔH) se calcula así:



$$\Delta H = H_P - H_R$$

donde

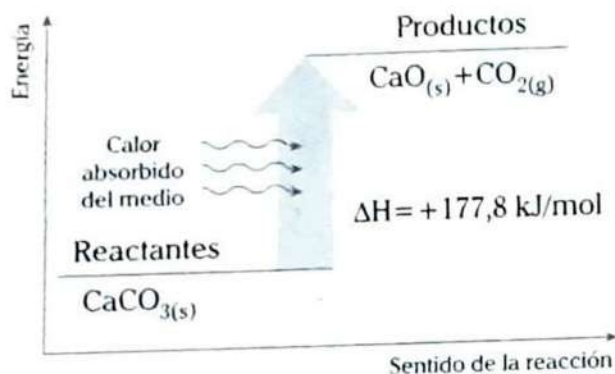
- H_R : entalpía total de los reactantes
- H_P : entalpía total de los productos

3.2.1. Reacción endotérmica ($\Delta H > 0$)

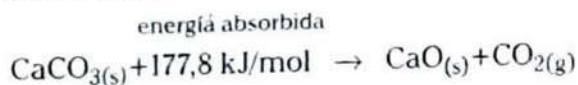
Es una reacción que necesita absorber energía de su entorno en forma continua. En este tipo de reacciones, la entalpía de los productos supera a la de los reactantes.

Ejemplo

La descomposición térmica del carbonato de calcio (CaCO_3)

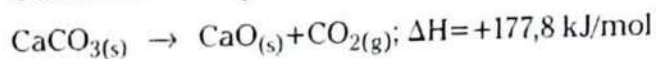


Su ecuación química es



Se lee: "1 mol de $\text{CaCO}_{3(s)}$ absorbe 177,8 kJ de energía para formar 1 mol de $\text{CaO}_{(s)}$ y 1 mol de $\text{CO}_{2(g)}$ ".

Otra forma de expresar la reacción

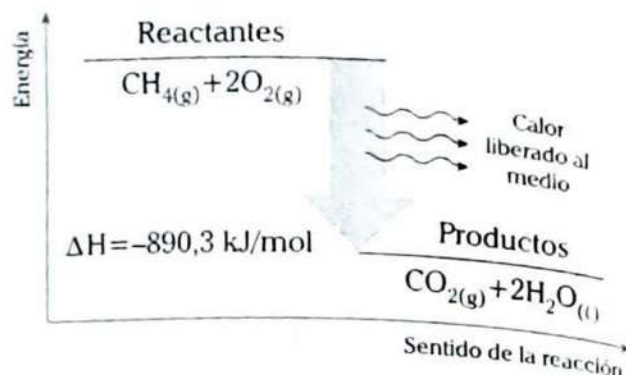


3.2.2. Reacción exotérmica ($\Delta H < 0$)

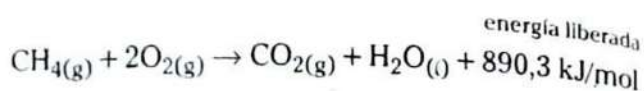
Es una reacción que libera energía hacia su entorno en forma continua. En este tipo de reacciones, la entalpía de los reactantes supera a la de los productos.

Ejemplo

La combustión completa del metano (CH_4)

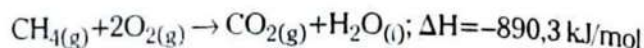


Su ecuación química es



Se lee: "1 mol de $\text{CH}_{4(g)}$ libera 890,3 kJ de energía al medio".

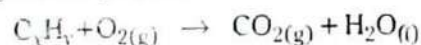
Otra forma de expresar la reacción



NOTA

Las reacciones de combustión completa son exotérmicas. Ocurren cuando las sustancias combustibles (hidrocarburos, alcoholes, gasolinas, hidrógeno, etc.) reaccionan hasta el máximo grado de oxidación.

En general, para un hidrocarburo



Ejemplo

La reacción de combustión del octano (C_8H_{18}) componente de la gasolina

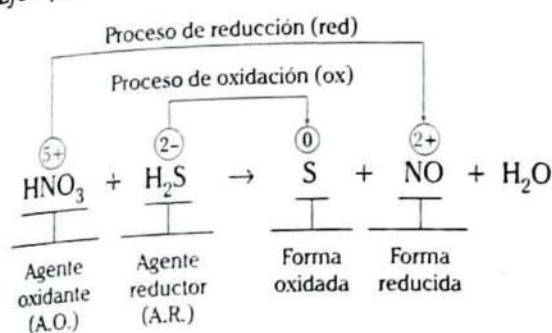


3.3. RESPECTO A LA TRANSFERENCIA DE ELECTRONES (CAMBIO EN EL NÚMERO DE OXIDACIÓN)

Las reacciones redox son aquellas donde ocurre una transferencia de electrones y, por ende, una variación en el número o estado de oxidación de un elemento (libre o dentro de un compuesto). A estas se les denominan reacciones de oxidación-reducción o redox. La oxidación y la reducción son dos procesos simultáneos y opuestos.

La oxidación	La reducción
Se produce cuando un átomo, ion o molécula cede o pierde uno o más electrones; así, el número de oxidación aumenta.	Se produce cuando un átomo, ion o molécula gana o recibe uno o más electrones; así, el número de oxidación disminuye.

Ejemplo



- Ecuación de oxidación: $\text{S}^{2-} \rightarrow \text{S}^0 + 2\text{e}^-$
- Ecuación de reducción: $\text{N}^{5+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{N}^{2+}$

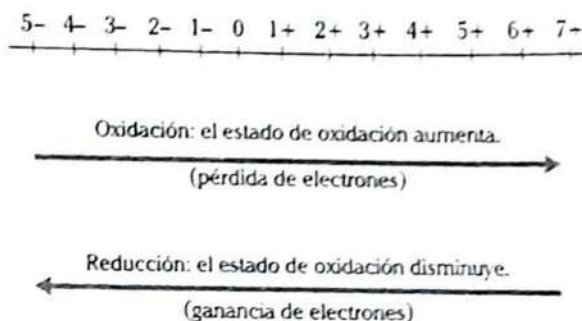
Agente oxidante y agente reductor

En toda reacción redox se distinguen el agente oxidante y el agente reductor.

- Agente oxidante.** Es la sustancia que produce la oxidación de otra; es decir, el agente oxidante **gana** electrones (disminuye su número de oxidación) y, por lo tanto, se reduce.

- Agente reductor.** Es la sustancia que produce la reducción de otra; es decir, el agente reductor **pierde** electrones (aumenta su número de oxidación) y, por lo tanto, **se oxida**.

En el ejemplo anterior, el HNO_3 es el agente oxidante y el H_2S es el agente reductor. En general, se puede usar la siguiente regla práctica para identificar si un elemento está sufriendo un proceso de oxidación o reducción:



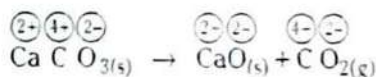
Ejemplos

- $\text{Mn}^{+7} + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$ (reducción)
- $\text{S}^{2-} \rightarrow \text{S}^{6+} + 8\text{e}^-$ (oxidación)
- $\text{N}_2^0 + 6\text{e}^- \rightarrow 2\text{N}^{3-}$ (reducción)
- $\text{Fe}^0 \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$ (oxidación)

NOTA

A aquellas reacciones donde no haya transferencia de electrones se les denomina **no redox**.

Ejemplo



Se observa que en ningún elemento hay un cambio en su estado de oxidación.

4. Balance de ecuaciones químicas

Según el tipo de reacción química, las ecuaciones se podrán balancear mediante tres métodos.

4.1. MÉTODO DEL TANTEO O DE SIMPLE INSPECCIÓN

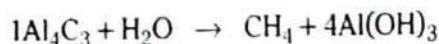
Se emplea para balancear ecuaciones de reacciones sencillas. Para ello se aplica, en forma general, la siguiente regla práctica:

	ORDEN DE BALANCE			
	1. ^{er}	2. ^o	3. ^{er}	4. ^o
Elemento a balancear	Metal	No metal	Hidrógeno (H)	Oxígeno (O)

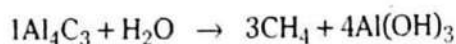
Ejemplo

La reacción de carburo de aluminio, y el agua

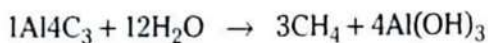
1.^{er} orden: balanceando átomos del metal aluminio



2.^o orden: balanceando átomos del no metal carbono



3.^{er} orden: balanceando átomos de hidrógeno



4.^o orden: balanceando átomos de oxígeno; como todas las sustancias tienen coeficientes, verificamos el balance de átomos de oxígeno.

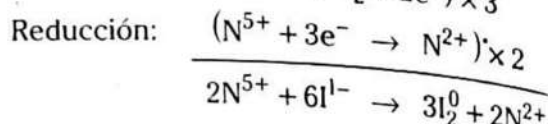
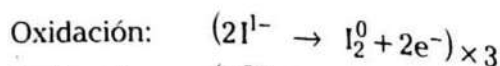
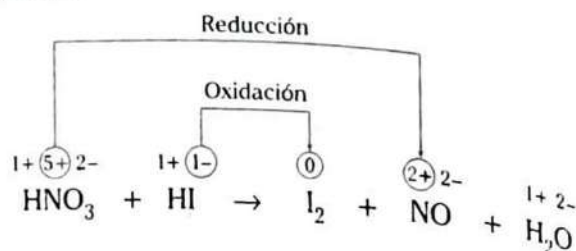
4.2. MÉTODO REDOX O DEL CAMBIO DE ESTADO DE OXIDACIÓN

En forma general, se recomienda el siguiente orden como regla práctica:

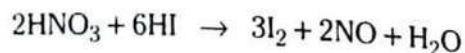
- Se determina el estado de oxidación de todos los elementos presentes en la ecuación.
- Se identifican a los elementos que muestran variación en su estado de oxidación, y con ellos se forman las ecuaciones de oxidación y reducción por separado.

- Se procede al balance empezando por equilibrar la cantidad de átomos a ambos lados de la ecuación y se termina con el balance de cargas añadiendo electrones según sea necesario (izquierda o derecha).
- Se igualan las cantidades de electrones en cada ecuación multiplicando por números enteros y mínimos.
- Se suman ambas ecuaciones obteniéndose la reacción iónica global. Se trasladan los coeficientes obtenidos en la ecuación original.
- Se finaliza el balance de los demás elementos por tanteo.

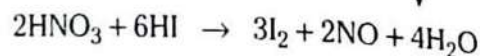
Ejemplo



Luego, se trasladan los coeficientes a la ecuación original.



Se finaliza el balance por tanteo



Por último se pueden extraer los siguientes datos:

Coef. A. O.	Coef. A. R.	Coef. F. O.	Coef. F. R.	# e ⁻ transf.
2	6	3	2	6

4.3. MÉTODO DEL ION-ELECTRÓN

Se aplica en reacciones redox que ocurren en solución acuosa. Debido a esto, las sustancias que se oxidan y reducen se encuentran disueltas en forma de iones monoatómicos o poliatómicos. La particularidad de este tipo de reacciones es que el balance de átomos de hidrógeno y oxígeno se realiza en función del carácter ácido o básico del medio acuoso.

4.3.1. Balance ion-electrón en medio ácido (H^+)

- Se establecen las ecuaciones de oxidación y reducción a partir de sustancias con elementos comunes a ambos lados, distintos del hidrógeno y el oxígeno, por lo general.
- Se equilibra la cantidad de átomos distintos del hidrógeno y el oxígeno a ambos lados de la ecuación.
- Por cada átomo de oxígeno deficitario se añade una molécula de agua en el lado faltante.
- Se balancean los átomos de hidrógeno añadiendo iones hidrógeno (H^+) en el lado respectivo.
- Se balancean las cargas añadiendo electrones en el lado correspondiente.
- Se igualan los electrones en ambas ecuaciones multiplicando por factores enteros y mínimos.
- Finalmente se suman ambas ecuaciones y estas quedan balanceadas.

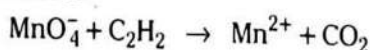
4.3.2. Balance ion-electrón en medio básico (OH^-)

La regla práctica más eficaz es la que plantearemos a continuación:

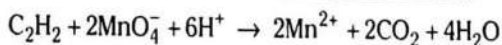
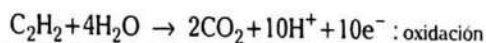
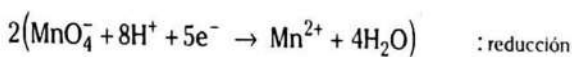
- En primer lugar, balancear la ecuación en medio ácido siguiendo los pasos anteriores.
- Luego, se añaden iones hidróxido a ambos lados de la ecuación en la misma cantidad de iones hidrógeno existentes.
- Se agrupan los iones hidrógeno e hidróxido para formar moléculas de agua según $nH^+ + nOH^- = nH_2O$
- Finalmente se agrupan a un solo lado las moléculas de agua.

Ejemplo

Balancear la ecuación en medio ácido y medio básico

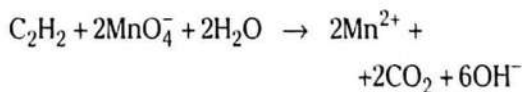
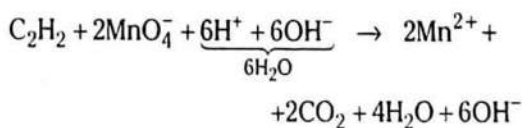


- En medio ácido (H^+)



- En medio básico (OH^-)

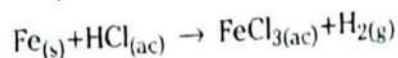
A la ecuación anterior le añadimos $6OH^-$ a ambos lados



PROBLEMAS RESUELTOS

Problema N.º 1

Respecto a la siguiente ecuación química:



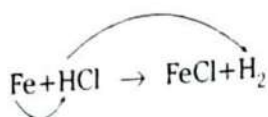
indique lo correcto.

- I. Representa a una reacción de desplazamiento simple en donde el hierro desplaza al cloro.
- II. La suma de coeficientes de la ecuación balanceada es trece (13).
- III. El cloro no se oxida pero sí se reduce.

Resolución

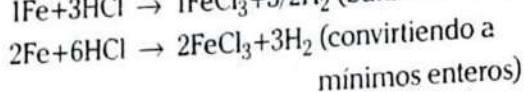
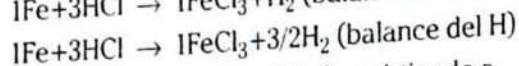
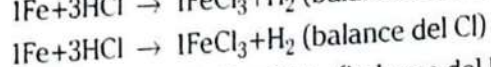
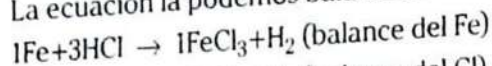
I. Incorrecto

Es una reacción de desplazamiento simple donde el hierro (Fe) desplaza al hidrógeno del ácido.



II. Correcto

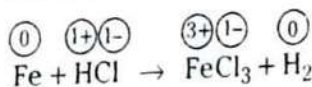
La ecuación la podemos balancear



$$\Sigma \text{coef.} = 2 + 6 + 2 + 3 = 13$$

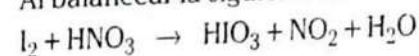
III. Incorrecto

Analizando los E.O. se observa que el cloro no se oxida ni se reduce.



Problema N.º 2

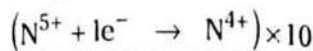
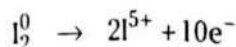
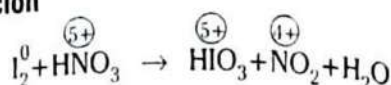
Al balancear la siguiente reacción redox:



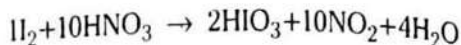
indique verdadero (V) o falso (F) para cada una de las afirmaciones.

- I. Por cada molécula de I_2 se ganan 10 electrones.
- II. La suma de coeficientes entre el agente oxidante y forma oxidada es 12.
- III. Por cada 2 mol de agente reductor, se producen 8 mol de H_2O .

Resolución



Luego de balancear cada semirreacción en carga y en masa, así como del coeficiente del agua, tenemos



I. Falsa

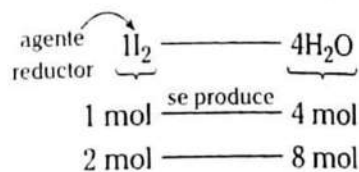
Por cada molécula de I_2 se pierden 10 electrones, pues este se oxida.

II. Verdadera

agente oxidante: HNO_3 ; coef.=10
forma oxidada: HIO_3 ; coef.=2 $\left. \vphantom{\begin{array}{l} \text{agente oxidante} \\ \text{forma oxidada} \end{array}} \right\} \Sigma \text{coef.} = 12$

III. Verdadera

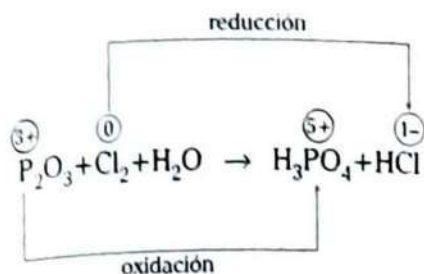
A partir de la ecuación balanceada, determinamos la relación estequiométrica necesaria.



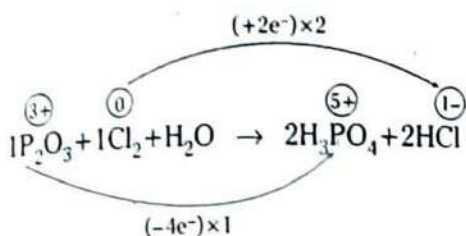
Problema N.º 3

Luego de balancear la siguiente ecuación del proceso redox, halle la suma de coeficientes del agente reductor, forma reducida y del agua.
 $\text{P}_2\text{O}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{HCl}$

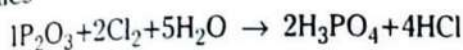
Resolución



Balanceamos cada elemento en forma directa



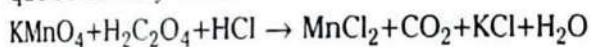
Trasladamos los coeficientes estequiométricos finales



agente reductor: P_2O_3	coef. 1	} $\Sigma \text{coef.} = 1 + 4 + 5 = 10$
forma reducida: HCl	coef. 4	
agua: H_2O	coef. 5	

Problema N.º 4

Determine la relación molar entre la sustancia que se oxida y el KCl.

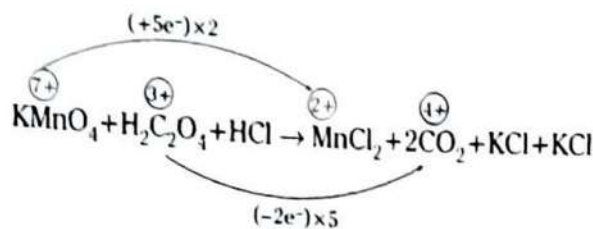


Resolución

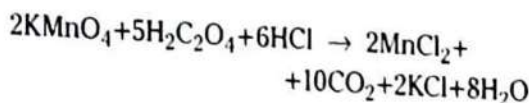
Cuando la ecuación química está correctamente balanceada, los coeficientes indican la relación molar entre las sustancias. Podemos

decir entonces que la relación molar es igual a la relación (cociente) de los coeficientes de las sustancias indicadas.

Balanceamos cada elemento en forma directa



Finalmente se realiza el balance por tanteo, comenzando por el potasio (metal), luego por el cloro (no metal) y finalmente el hidrógeno y oxígeno.



Respondiendo a lo solicitado

- Sustancia que se oxida
 $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{coef.} = 5$
- Cloruro de potasio
 $\text{KCl} \rightarrow \text{coef.} = 2$

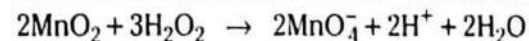
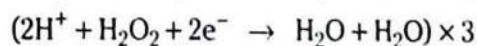
Por lo tanto, la relación molar es $\frac{5}{2}$.

Problema N.º 5

Luego de balancear el siguiente proceso redox, indique el coeficiente de los iones hidrógeno (H^+).
 $\text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{MnO}_4^- + \text{H}_2\text{O}$

Resolución

En este caso balanceamos la ecuación en medio ácido porque nos piden el coeficiente de los iones hidrógeno (H^+).



Por lo tanto, el coeficiente de los iones hidrógeno (H^+) es 2.

NIVEL BÁSICO

1. Indique la alternativa que no corresponde a una reacción química.

- A) Es parte de los fenómenos químicos.
- B) El núcleo de los átomos no se destruye.
- C) Hay ruptura y formación de enlaces químicos.
- D) Las sustancias participantes deben ser líquidas o gaseosas, necesariamente.
- E) Su ocurrencia implica absorción o liberación de energía.

2. ¿Cuál o cuáles de los siguientes procesos implican en el desarrollo de reacciones químicas?

- I. Empaquetamiento de los artículos de plata
- II. Formación de una fina capa verde en el candelero de cobre
- III. Disolución de azúcar en agua
- IV. Fusión del hierro

- A) I, II y IV B) solo II C) II, III y IV
D) todos E) I y II

3. Clasifique los siguientes cambios en el orden que se mencionan: combustión del etanol, calentamiento del aluminio, solubilidad de la sacarosa.

- A) químico, químico, físico
- B) químico, físico, físico
- C) físico, químico, físico
- D) físico, químico, químico
- E) físico, físico, químico

4. El ciclohexano (C_6H_{12}) es usado como disolvente orgánico en muchas reacciones químicas. Si sufre una combustión completa, indique la suma de sus coeficientes.

- A) 12 B) 10 C) 21
D) 24 E) 22

5. Para la siguiente reacción balanceada
 $FeS + 4HNO_3 \rightarrow Fe(NO_3)_3 + S + 2H_2O + NO$
Se cumple que

- A) el Fe no cambia su estado de oxidación.
- B) solo el S se oxida perdiendo dos electrones.
- C) se producen dos oxidaciones y una reducción.
- D) el N gana dos electrones.
- E) se produce una oxidación y una reducción.

UNMSM 1991

NIVEL INTERMEDIO

6. Dadas las siguientes proposiciones:

- I. Cuando una porción de hielo se funde y su densidad varía, se ha producido un fenómeno químico.
- II. Cuando la vela se va derritiendo se desarrollan fenómenos físicos y químicos.
- III. Una reacción de combustión absorbe calor del medioambiente.

Indique si son verdaderas (V) o falsas (F) en el orden que se presentan.

- A) FVF B) VFV C) FVV
D) VFF E) VVV

7. Respecto a las siguientes ecuaciones:

- I. $C_{(grafito)} + H_2(g) \rightarrow CH_4(g)$
- II. $C_2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(v)}$
- III. $CaO_{(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow Ca(OH)_{2(ac)}$
- IV. $CH_4(g) + H_2O_{(v)} \rightarrow CO_{(g)} + H_2(g)$

es correcto afirmar que

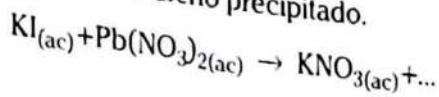
- A) se presenta una sola reacción de combinación.
- B) las ecuaciones I y III representan reacciones de formación a partir de sus elementos.
- C) la ecuación IV representa a una combustión incompleta.
- D) la ecuación III puede llevarse a cabo a las condiciones ambientales.
- E) las cuatro ecuaciones representan reacciones del tipo redox.

8. Luego de analizar cada una de las siguientes ecuaciones químicas, señale aquella afirmación incorrecta.

- I. $HCl_{(ac)} + NaOH_{(ac)} \rightarrow NaCl_{(ac)} + H_2O_{(l)}$
- II. $KClO_{3(s)} \rightarrow KCl_{(s)} + O_{2(g)}$
- III. $H_{2(g)} + N_{2(g)} \rightarrow NH_{3(g)}$
- IV. $CaCO_{3(s)} \rightarrow CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$

- A) Una ecuación representa a un redox intramolecular.
- B) Una ecuación de descomposición es del tipo redox.
- C) Una ecuación representa a un redox intermolecular.
- D) Una reacción se desarrolla en medio acuoso.
- E) La ecuación I es del tipo redox intermolecular.

9. Las reacciones no redox o de metátesis tales como las de doble desplazamiento, por lo general, forman precipitados (sólidos). Complete la siguiente ecuación e indique la fórmula de dicho precipitado.



- A) PbI_4
- B) $Pb(NO_3)_4$
- C) PbI_2
- D) KPb
- E) Pb_3N_2

10. Balancee por simple inspección las siguientes ecuaciones químicas y marque aquella cuya sumatoria de reactantes toma el mayor valor.

- I. $I_2O_5 + CO \rightarrow I_2 + CO_2$
- II. $Al + H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_2$
- III. $NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O + CO_2$
- IV. $C_6H_6 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$
- V. $Fe_2O_3 + CO \rightarrow Fe + CO_2$

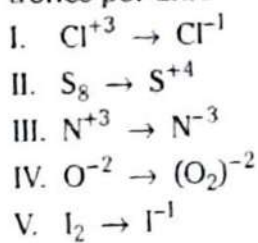
- A) I
- B) II
- C) III
- D) IV
- E) V

11. Si los elementos gaseosos A y B están constituidos por moléculas diatómicas, ¿cuál será la ecuación que representa la formación del compuesto C (compuesto binario) sabiendo que los coeficientes estequiométricos de los reactivos son 2 y 3, respectivamente?

- A) $2A_{(g)} + 3B_{2(g)} \rightarrow 2AB_3$
- B) $3A_{2(g)} + 2B_{2(g)} \rightarrow 2A_3B_2$
- C) $2A_{2(g)} + 3B_{(g)} \rightarrow A_4B_3$
- D) $2A_{2(g)} + 3B_{2(g)} \rightarrow 2A_2B_3$
- E) $2A_{(g)} + 3B_{(g)} \rightarrow A_2B_3$

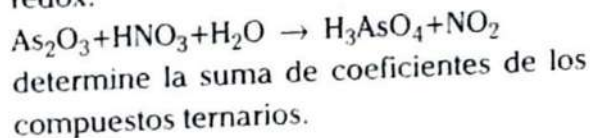
Escriba

12. Luego de balancear cada semiecuación redox, indique qué oxidante gana más electrones por unidad fórmula.



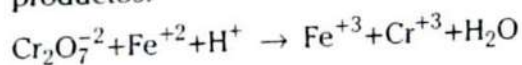
A) I B) II C) III
 D) IV E) V

13. Luego de balancear la siguiente ecuación redox:



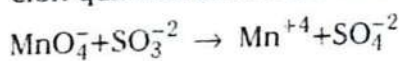
A) 6 B) 14 C) 8
 D) 7 E) 10

14. Luego de balancear la ecuación química, determine la suma de coeficientes de los productos.



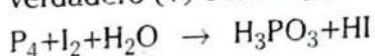
A) 23 B) 21 C) 15
 D) 17 E) 12

15. Calcule la suma de coeficientes de los reactivos luego de balancear la siguiente ecuación química en medio básico.



A) 12 B) 13 C) 15
 D) 10 E) 16

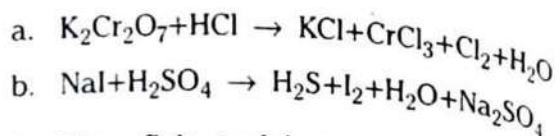
16. Para la siguiente ecuación redox, marque verdadero (V) o falso (F).



- I. El no metal del grupo 15 se oxida y gana electrones.
 II. El oxidante es el halógeno cuyo coeficiente es 6.
 III. En total se transfieren $14 e^-$.
 IV. El coeficiente de la forma oxidada es 12

A) VFVF B) VVFF C) FVFF
 D) FVVF E) VVVF

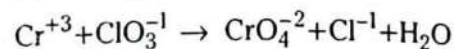
17. Luego de balancear las siguientes ecuaciones químicas por el método redox, indique verdadero (V) o falso (F).



- I. El coeficiente del agua es ($b > a$).
 II. La suma de los coeficientes (mínimos enteros) de las sales oxisales presentes en ambas ecuaciones es 5.
 III. La suma de coeficientes de las sales haloideas presentes en ambas ecuaciones es 10.

A) VVV B) FVF C) FFF
 D) FVV E) VVF

18. Para la siguiente ecuación:



luego de ser balanceada en medio básico, indique si las proposiciones son verdaderas (V) o falsas (F).

- I. $\# e^-_{\text{transf}} = 9$
 II. Coeficiente del oxidante = 10
 III. La forma oxidada es el Cl^{-1} .

A) VVV B) FVF C) FFV
 D) VVF E) FFF

Estequiometría

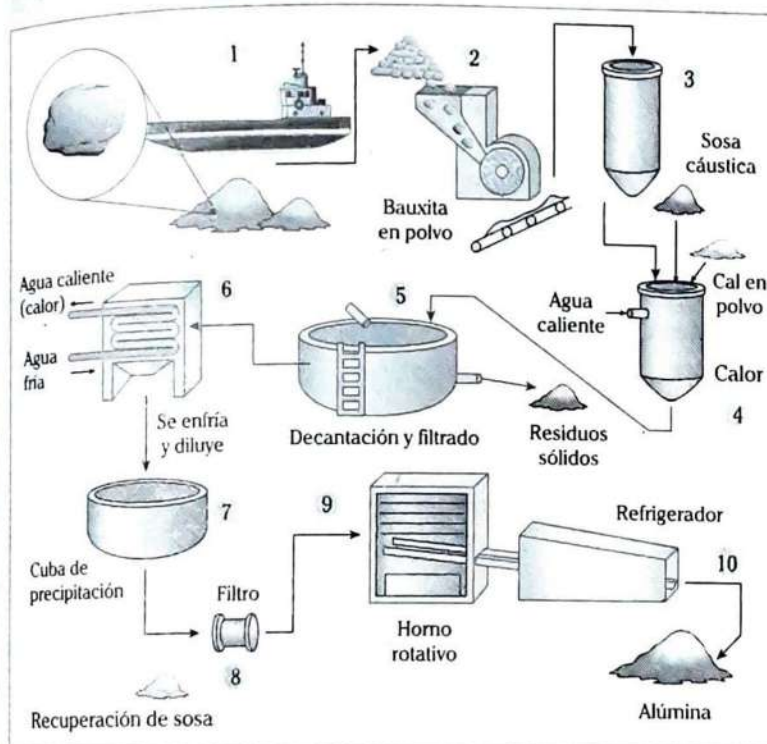
Capítulo XIII

OBJETIVOS

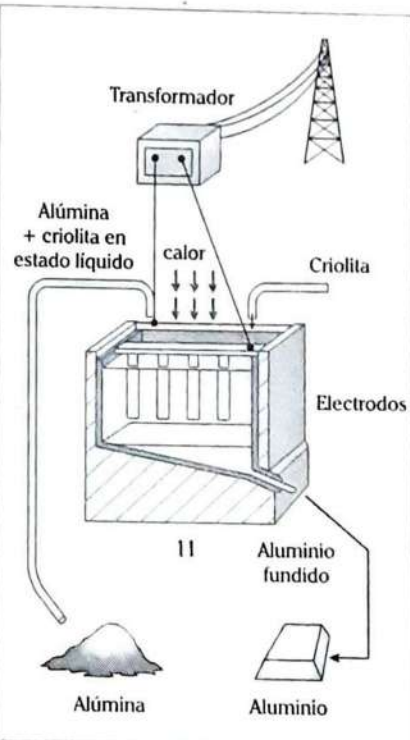
- Identificar la relación entre una reacción química y las principales leyes estequiométricas.
- Realizar un cálculo estequiométrico a partir de los datos y la ecuación química.

El aluminio ocupa el tercer lugar en cuanto a abundancia en la corteza terrestre. Posee grandes aplicaciones comerciales, industriales, entre otras, superado solamente por el hierro. Sin embargo, no se encuentra en forma pura en la naturaleza, sino formando parte de muchos compuestos. Uno de ellos es la alúmina (Al_2O_3), la cual es una roca sedimentaria que recibe el nombre de bauxita. El método adecuado para separar el aluminio del oxígeno es la electrólisis, que es una reacción química.

Primera fase



Segunda fase



Entonces, ¿cómo sabemos qué cantidad de bauxita necesitamos si queremos obtener, por ejemplo, una tonelada de aluminio puro? Si la pureza de la bauxita fuera del 80%, ¿en qué varía la producción de aluminio?

Para conocer las respuestas a estas preguntas, debemos conocer las principales leyes de la estequiometría.

1. Concepto

Es la rama de la química que se encarga del estudio cuantitativo de los reactivos y productos que participan en una reacción química.

La cantidad de reactivos y productos que participan en una reacción química se puede expresar en unidades de masa, volumen o cantidad de sustancia (moles).

Cualquier cálculo estequiométrico que se lleve a cabo debe hacerse respecto a una ecuación química balanceada para asegurar que el resultado sea correcto.

2. Leyes ponderales

Estas leyes relacionan las masas de las sustancias que participan en una reacción química.

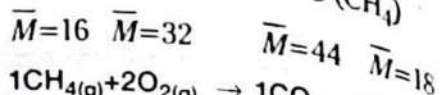
2.1. LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MASA

Fue enunciada por el químico francés Antoine Lavoisier (1789). La ley indica que, en toda reacción química, la masa total de las sustancias que reaccionan es igual a la masa total de las sustancias producidas. Por ello, la masa no se crea ni se destruye, solo se transforma.

$\text{masa total de reactivos} = \text{masa total de productos}$

Ejemplo

La combustión completa del metano (CH_4)



Relación de moles	1 mol	2 mol		1 mol	2 mol
Relación de masas	16 g	64 g		44 g	36 g
Total	80 g			80 g	

En este ejemplo se verifica que la masa total de reactivos es igual a la masa total de productos. Entonces, para resolver un ejercicio de estequiometría, nuestras ecuaciones deben estar correctamente balanceadas.

2.2. LEY DE PROPORCIONES DEFINIDAS

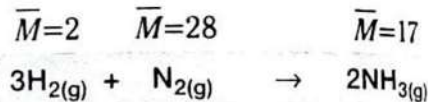
Fue enunciada por el químico francés Joseph Proust. Esta ley indica que cuando dos o más elementos se combinan para formar un determinado compuesto, lo hacen siempre en relación o proporción fija. Si la masa de uno de ellos cambia, la del otro también cambia en la misma proporción.

Respecto a esta ley de proporciones definidas se realizan los cálculos estequiométricos que tienen que ver con masas o moles.

Ejemplo

En la obtención del amoníaco (NH_3), a partir de sus elementos se usaron 84 g de nitrógeno. ¿Cuántos gramos de amoníaco se formarán?

Determinemos las relaciones estequiométricas



Relación de moles	2 mol	1 mol		2 mol
Relación de masas	6 g	28 g		34 g

Según la ley de J. Proust, existe la siguiente relación:

$$\frac{m_{H_2}}{6} = \frac{m_{N_2}}{28} = \frac{m_{NH_3}}{34}$$

Quiere decir que 6 g de H_2 reaccionan con 28 g de N_2 para formar 34 g de NH_3 .

También
6 g H_2 — 28 g N_2 — 34 g NH_3

Entonces a partir de 84 g de N_2 se obtendrá

$$\begin{array}{ccc} 28 \text{ g } N_2 & \text{—} & 34 \text{ g } NH_3 \\ 84 \text{ g } N_2 & \text{—} & m_{NH_3} \end{array}$$

$$\therefore m_{NH_3} = \frac{84 \times 34}{28} \text{ g} = 102 \text{ g}$$

IMPORTANTE

En aquellos problemas, donde exista un solo dato y a partir de él se pide calcular la masa de otra sustancia, se aplica de manera directa la ley de proporciones definidas.

3. Determinación del reactivo limitante y del reactivo en exceso

Existen casos donde se tienen los datos (masas o moles) de dos o más reactantes y se necesita conocer la cantidad de producto; aquí no se recomienda aplicar directamente la ley de proporciones. En su lugar, debemos conocer cuál de los datos representa una cantidad exacta y cuál representa una cantidad en exceso.

3.1. REACTIVO LIMITANTE (RL)

Es aquella sustancia que participa en la reacción química en menor proporción estequiométrica, y al agotarse limita la formación máxima de productos. Por ello, todo cálculo estequiométrico se realiza con este reactante.

3.2. REACTIVO EN EXCESO (RE)

Esta sustancia participa en mayor proporción respecto al reactivo limitante, debido a ello al final del proceso sobra cierta cantidad de él. Hay casos donde es muy fácil identificar a estas sustancias por simple inspección de proporciones entre los datos estequiométricos y los datos del ejercicio.

Ejemplo

Calcule la masa de agua que se forma a partir de 20 g de H_2 y 192 g de O_2 .

	$\bar{M}=2$	$\bar{M}=32$		$\bar{M}=18$
	$2H_{2(g)}$	$+ O_{2(g)}$	$\rightarrow$	$2H_2O_{(v)}$
Relación de moles	2 mol	1 mol		2 mol
Relación de masas	4 g	32 g		36 g

H_2 : $4 \text{ g} \times 5 = 20 \text{ g}$; el factor de proporción es 5
 O_2 : $32 \text{ g} \times 6 = 192 \text{ g}$; el factor de proporción es 6

Entonces notamos que el O_2 está en mayor proporción. Por lo tanto, el oxígeno es el RE y el H_2 es el RL.

Determinamos la masa de agua

$$m_{H_2O} = 36 \text{ g} \times 5 = 180 \text{ g}$$

Regla práctica

Se puede determinar el reactivo limitante y el exceso a partir de la siguiente relación:

$$\text{relación} = \frac{\text{cantidad del dato del problema}}{\text{cantidad estequiométrica}}$$

Se calcula esta relación para cada reactante.

- El menor valor representa al RL y con él se realizan todos los cálculos.
- El mayor valor representa al RE.

4. Ley volumétrica

Fue enunciada por el científico francés Joseph Gay Lussac. La ley señala que, a las mismas condiciones de presión y temperatura, existe una relación constante de números enteros y sencillos entre los volúmenes de las sustancias gaseosas que intervienen en una reacción química. Los volúmenes de estas sustancias gaseosas guardan relación directa con sus cantidades de moles en la reacción química.

Ejemplo

La combustión del CO

	$2\text{CO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2\text{CO}_{2(g)}$		
Relación de moles	2 mol	1 mol	2 mol
Relación de volúmenes	2V	1V	2V
Ejemplo	100 L	50 L	100 L

IMPORTANTE

No existe conservación del volumen en una reacción química; es decir, el volumen total al inicio no es necesariamente igual al volumen total al final de dicha reacción.

5. Porcentaje de pureza de una muestra (%P)

En la naturaleza, las sustancias se encuentran mezcladas con otras formando mezclas. Por ello debemos conocer qué parte de toda la muestra, en porcentaje, representa la sustancia de interés. A este porcentaje se le llama pureza (%P), y se calcula de la siguiente manera:

$$\%P = \frac{\text{cantidad pura}}{\text{cantidad de la muestra impura}} \times 100\%$$

Para los cálculos estequiométricos usaremos solo la parte pura de la muestra.

6. Rendimiento de una reacción química

Es la comparación porcentual entre la cantidad real o práctica y la cantidad teórica obtenida de un producto determinado.

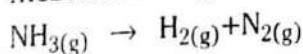
$$\%R = \frac{\text{cantidad real de producto}}{\text{cantidad teórica de producto}} \times 100\%$$

Cantidad teórica. Denominada también rendimiento teórico. Representa la máxima cantidad de producto que se puede obtener en una reacción. Esta se determina a partir del cálculo estequiométrico usando la ecuación balanceada.

Cantidad real. Se le conoce como rendimiento real. Es menor a la cantidad teórica y, por lo general, es dato del problema o es la incógnita.

Aplicación 1

Si se descomponen 10 L de amoníaco, NH_3 , a presión y temperatura constante, determine el porcentaje en volumen del hidrógeno, H_2 , en la mezcla final según



Resolución

Balanceamos la ecuación y establecemos la relación volumétrica de las sustancias involucradas.

	$2\text{NH}_{3(g)} \rightarrow 3\text{H}_{2(g)} + 1\text{N}_{2(g)}$		
Relación:	2V	3V	V
Dato:	10 L	V_{H_2}	V_{N_2}

Calculamos el volumen de los productos

$$V_{H_2} = \frac{10 \text{ L} \times 3V}{2V} = 15 \text{ L}$$

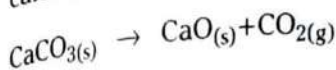
$$V_{N_2} = \frac{10 \text{ L} \times V}{2V} = 5 \text{ L}$$

La mezcla tiene un volumen total de 20 L.

$$\therefore \%V_{H_2} = \frac{15 \text{ L}}{20 \text{ L}} \times 100\% = 75\%$$

Aplicación 2

En la descomposición de 20 g de carbonato de calcio, CaCO_3 , se obtienen 8,96 g de óxido de calcio, CaO , según



Determine el porcentaje de rendimiento de la reacción.

PA (uma): Ca=40; C=12; O=16

Resolución

	$\overline{M}=100$	$\rightarrow$	$\overline{M}=56$	
	$1\text{CaCO}_{3(s)}$		$1\text{CaO}_{(s)} + 1\text{CO}_{2(g)}$	
Relación de masa:	100 g		56 g	
Datos:	20 g		8,96 g	← Este dato es la cantidad real.

Entonces, a partir de 20 g de CaCO_3 , debemos calcular la cantidad teórica de CaO por estequiometría.

$$m_{\text{CaO}}^{\text{teó}} = \frac{20 \text{ g} \times 56 \text{ g}}{100 \text{ g}} = 11,2 \text{ g}$$

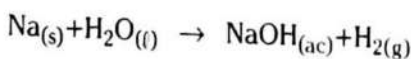
Ahora calculamos el porcentaje de rendimiento

$$\%R = \frac{\text{cantidad real}}{\text{cantidad teórica}} \times 100\% = \frac{8,96 \text{ g}}{11,2 \text{ g}} \times 100\%$$

$$\therefore \%R = 80\%$$

Aplicación 3

Una muestra de sodio, Na, con 80% de pureza reacciona con el agua según



Calcule la masa de hidrógeno, H_2 , producido a partir de 200 g de muestra de sodio.

PA (uma): Na=23; O=16; H=1

Resolución

Primero calculamos la masa pura de sodio, Na.

$$m_{\text{Na}}^{\text{pura}} = 200 \text{ g} \times 80\% = 160 \text{ g}$$

Después balanceamos la reacción y realizamos los cálculos estequiométricos.

	$\overline{M}=23$		$\overline{M}=2$	
	$2\text{Na}_{(s)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	$\rightarrow$	$2\text{NaOH}_{(ac)} + 1\text{H}_{2(g)}$	
Relación de masa:	46 g		2 g	
Dato:	160 g		m_{H_2}	

Realizamos el cálculo

$$m_{\text{H}_2} = \frac{160 \text{ g} \times 2 \text{ g}}{46 \text{ g}} = 6,95 \text{ g}$$

PROBLEMAS RESUELTOS

Problema N.º 1

Respecto a la ley de la conservación de la masa, ¿cuál o cuáles de las siguientes proposiciones son correctas?

- I. El número total de átomos de los reactantes es igual al número total de átomos de los productos.
- II. El número total de moles de los reactantes es igual al número total de moles de los productos.
- III. La masa inicial de los reactantes es igual a la masa final de los productos.

Resolución

Ley de conservación de la masa

¿Qué implica?

- Conservación del número total de átomos
- Conservación de la masa del sistema de reacción (reactantes-productos)

I. Correcta

En una reacción química hay reordenamiento atómico.

II. Incorrecta

No necesariamente.

Ejemplos

- $\frac{\text{IH}_2 + \text{ICl}_2}{2 \text{ mol}} \rightarrow \frac{2\text{HCl}}{2 \text{ mol}}$ ← Se conservaron los moles.
- $\frac{\text{IN}_2 + 3\text{H}_2}{4 \text{ mol}} \rightarrow \frac{2\text{NH}_3}{2 \text{ mol}}$ ← No se conservan los moles.

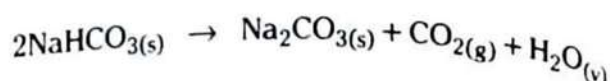
III. Correcta

Como la cantidad de átomos se conserva, la masa total también se conserva.

Problema N.º 2

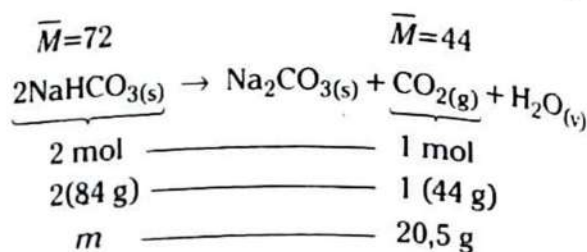
Cuando se calienta el polvo de hornear (bicarbonato de sodio, NaHCO_3), se libera dióxido de carbono gaseoso (CO_2), que es el gas responsable de que se esponjen las galletas, donas y el pan.

Respecto a la ecuación balanceada, calcule la masa, en gramos, de NaHCO_3 necesario para obtener 20,5 g de CO_2 .



Resolución

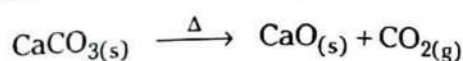
Interpretando la ecuación química, tenemos



$$\therefore m = 78,27 \text{ g}$$

Problema N.º 3

Dada la reacción química de descomposición térmica del carbonato de calcio



calcule el volumen, en litros, del dióxido de carbono que se obtiene a partir de 5 g de carbonato a las condiciones normales de presión y temperatura.

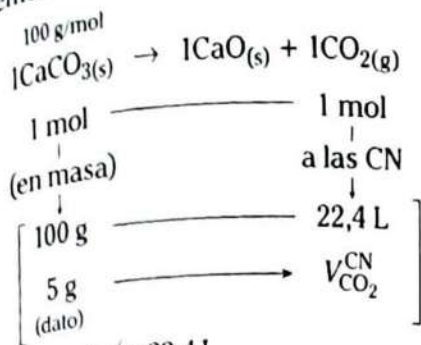
$$\overline{M} \text{ (g/mol): } \text{CO}_2=44; \text{CaO}=56; \text{CaCO}_3=100$$

Resolución

Dato: $m_{\text{CaCO}_3} = 5 \text{ g}$

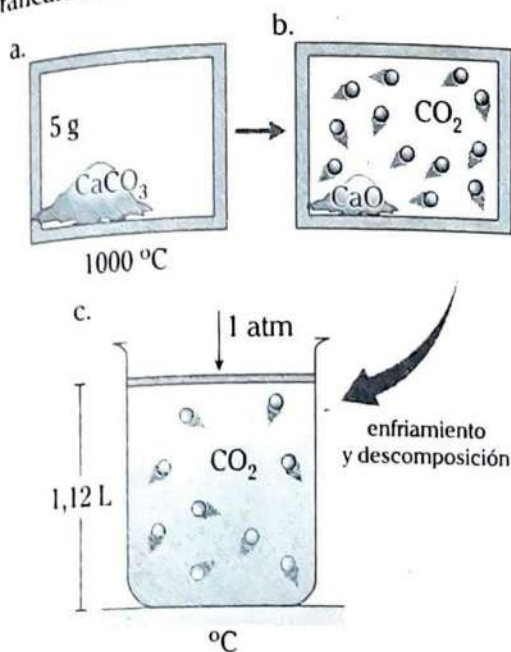
Incógnita: $V_{\text{CO}_2}^{\text{CN}}$

Interpretando la ecuación química que explica la descomposición del carbonato de calcio, tenemos



$$\therefore V_{\text{CO}_2}^{\text{CN}} = \frac{5 \text{ g} \times 22,4 \text{ L}}{100 \text{ g}} = 1,12 \text{ L}$$

¿Cómo se puede comprender dicho fenómeno gráficamente?



- El carbonato es descompuesto; por ejemplo, en el interior de un horno eléctrico.
- Si se extrae dicho gas caliente y se le lleva a condiciones normales (1 atm y 0 °C), ocupará 1,12 L de volumen.
- A modo de observación, en la práctica, el carbonato se descompone a 1000 °C, aproximadamente.

Problema N.º 4

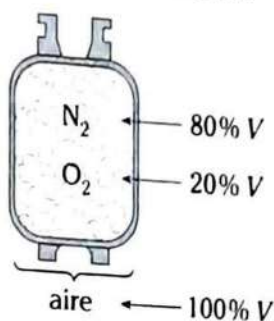
¿Cuántos litros de aire se requieren para la combustión completa de 20 L de CH_4 ? Considere igual presión y temperatura para cada gas reactante.

Composición volumétrica del aire:

$\text{N}_2 = 80\%$; $\text{O}_2 = 20\%$

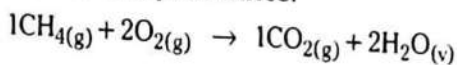
Resolución

Si la composición volumétrica es



entonces se deduce que $V_{\text{aire}} = 5V_{\text{O}_2}$ (*)

Ahora, determinamos el volumen de oxígeno necesario para combustionar 20 L de metano a partir del cálculo estequiométrico.



Relación volumétrica: $1 \text{ V} \text{ — } 2 \text{ V}$

Dato: $20 \text{ L} \text{ — } V_{\text{O}_2} \Rightarrow V_{\text{O}_2} = 40 \text{ L}$

Reemplazamos en (*)

$$V_{\text{aire}} = 5(40 \text{ L}) = 200 \text{ L}$$

Problema N.º 5

En la combustión completa de 48 g de metano, se produjeron 105,6 g de dióxido de carbono. ¿Cuál es el rendimiento porcentual de la reacción?

$\overline{M}(\text{g/mol})$: H=1; C=12; O=16

Resolución

Recordar que si el dato que nos dan le pertenece a un producto de reacción, dicho valor corresponde al rendimiento experimental o real.

Como

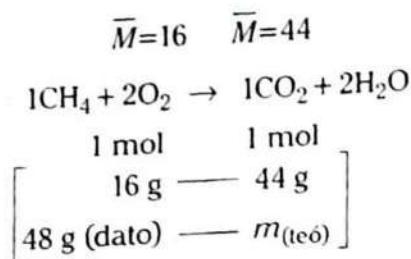
$$\%R = \frac{\text{cant. prod. experimentado}}{\text{cant. prod. teórico}} \times 100$$

entonces aplicado al dióxido de carbono, producto de la reacción de combustión, tenemos

$$\%R = \frac{\text{masa CO}_{2(\text{exp})}}{\text{masa CO}_{2(\text{teó})}} \times 100 = \frac{105,6}{m_{(\text{teó})}} \times 100 \quad (*)$$

Procederemos a determinar la masa teórica de CO₂.

Por estequiometría a partir de la reacción de combustión completa tenemos



$$\rightarrow m_{(\text{teó})} = \frac{3}{1} \times \frac{44}{16} = 132 \text{ g}$$

Reemplazamos en (*)

$$\%R = \frac{105,6}{132} \times 100 = 80 \%$$

Problema N.º 6

Se combinan 3 mol de N₂ con 10 mol de O₂ (estando este último contaminado con 25% en moles de impurezas). Si se obtienen 4,5 mol de NO₂, ¿cuál es el porcentaje de rendimiento de dicha reacción?

Resolución

Analizamos los datos.

- Se pide conocer el porcentaje de rendimiento. Debemos conocer las cantidades de producto (NO₂ en nuestro caso) real y teórico obtenido; recordando el problema anterior, el dato que tenemos es el real.

- Para conocer la cantidad de moles teóricos del NO₂, realizaremos cálculos con el dato del reactivo limitante. No olvidar que todo cálculo se realiza con sustancias químicamente puras.

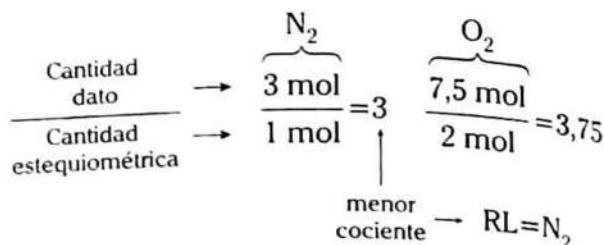
Lo primero es conocer los moles puros de oxígeno empleado

$$n_{\text{O}_2(\text{puro})} = \frac{75}{100} (10 \text{ mol}) = 7,5 \text{ mol}$$

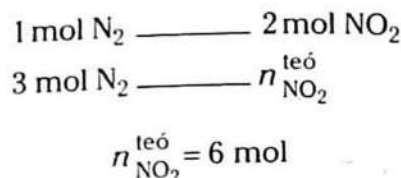
Usamos la ecuación balanceada

	1 N ₂ + 2 O ₂ → 2 NO ₂		
Relación molar	1 mol	2 mol	2 mol
Datos	3 mol	7,5 mol	$n_{\text{NO}_2}^{\text{teó}}$

Determinamos qué sustancia es el reactivo limitante.



Luego



En consecuencia

$$\%R = \frac{n_{\text{real}}(\text{NO}_2)}{n_{\text{teó}}(\text{NO}_2)} \times 100$$

$$\rightarrow \%R = \frac{4,5 \text{ mol}}{6 \text{ mol}} \times 100$$

$$\therefore \%R = 75 \%$$

PROBLEMAS PROPUESTOS

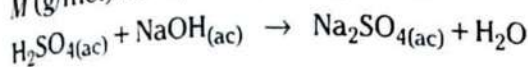
NIVEL BÁSICO

1. Calcule la masa de H_2 que se produce en la descomposición de 72 g de agua.
PA (uma): O=16; H=1

A) 16 g B) 4 g C) 8 g
D) 10 g E) 2 g

2. Se tiene 70 g de una solución que contiene 21% en masa de ácido sulfúrico. ¿Qué masa de hidróxido de sodio se requiere para su neutralización completa?

$\overline{M}$ (g/mol): H=1; O=16; S=32; Na=23



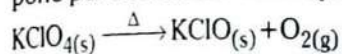
A) 16 g B) 12 g C) 18 g
D) 8 g E) 24 g

3. Cuando se calienta el óxido mercuríco, HgO , se produce mercurio líquido y oxígeno gaseoso. Si se producen 128 g de oxígeno, ¿cuántas moles de óxido se utilizó?

PA (uma): O=16

A) 4 B) 10 C) 3
D) 7 E) 8

4. El perclorato de potasio ($KClO_4$) se descompone por acción del calor (pirólisis) según



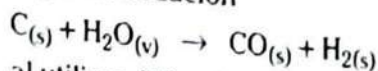
Si se someten al calor 554 g de perclorato, calcule la masa de hipoclorito de potasio que se forma.

PA (uma): K = 39; Cl = 35,5; O = 16

A) 181 g B) 120 g C) 271,5 g
D) 543 g E) 362 g

NIVEL INTERMEDIO

5. Según la ecuación



al utilizar 400 g de coque al 90% de pureza, ¿qué masa de monóxido de carbono se obtendrá?

PA (uma): C = 12; H = 1; O = 16

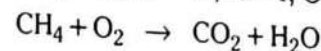
A) 800 g B) 820 g C) 725 g
D) 840 g E) 930 g

6. ¿Cuántos litros de aire se requieren para la combustión completa de 20 L de propano, C_3H_8 ? Composición volumétrica del aire: $N_2 = 80\%$; $O_2 = 20\%$

A) 200 B) 500 C) 300
D) 1000 E) 750

7. ¿Qué masa de oxígeno está en exceso cuando se hacen reaccionar 10 mol de metano con 800 g de gas oxígeno?

PA (uma): C = 12; H = 1; O = 16



A) 320 g B) 240 g C) 200 g
D) 160 g E) 80 g

8. En la combustión completa de 48 g de gas metano (CH_4) se produjeron 105,6 g de dióxido de carbono. ¿Cuál es el rendimiento porcentual de la reacción?

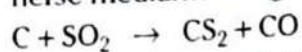
$\overline{M}$ (g/mol): C = 12; H = 1; O = 16

A) 75 B) 80 C) 60
D) 70 E) 90

9. ¿Cuántas moles de oxígeno (O_2) se desprenderán en la reacción de 8,5 mol de oxilita (Na_2O_2) con el agua sabiendo que se forman hidróxido de sodio ($NaOH$) y oxígeno?

A) 4,25 B) 4,00 C) 6,25
D) 6,00 E) 2,5

10. El disulfuro de carbono (CS_2) puede obtenerse mediante la siguiente reacción:

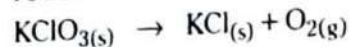


Si se desea producir 220 g de CS_2 , ¿cuántos gramos de coque al 85% de pureza se requieren?

PA(uma): C = 12; S = 32; O = 16

A) 204,3 B) 224,8 C) 242,7
D) 124,5 E) 187,8

11. Luego de balancear la siguiente reacción redox



indique los coeficientes estequiométricos y el volumen en litros de oxígeno a condiciones normales que se obtiene al descomponer 49 g de $KClO_3$.

PA(uma): K = 39; Cl = 35,5; O = 16

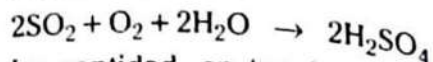
A) (1; 1; 3); 26,88
B) (0,5; 1; 2); 17,92
C) (1; 1; 2,5); 22,40
D) (1; 1; 1,5); 13,44
E) (0,5; 0,5; 1); 8,96

UNAC 2013-II

12. Al combustionar completamente 50 g de etano (C_2H_6) con 160 g de oxígeno, calcule el volumen, en litros, de CO_2 en condiciones normales.

A) 60 B) 62 C) 64
D) 84 E) 82

13. La reacción química para la producción de ácido sulfúrico es



La cantidad, en toneladas de H_2SO_4 , que puede producirse por día mediante un proceso en el que se utiliza 16 toneladas diarias de SO_2 , con un 70% de eficiencia en la conversión, es

Datos: S: 32 uma; O = 16 uma; H = 1 uma

A) 24,50 B) 17,15 C) 35,00
D) 30,25 E) 34,3

UNMSM 2009-I

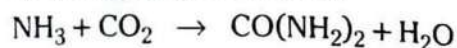
14. ¿Cuántos gramos de oxígeno se producen al calentar un kilogramo de perclorato de potasio, que se descompone para formar cloruro de potasio y oxígeno?

PA: K = 39; Cl = 35,3; O = 16

A) 522.43 g
B) 130.62 g
C) 261.32 g
D) 462.09 g
E) 89.20 g

UNMSM 2004-II

15. La urea se emplea como abono de las plantas, y a escala industrial se obtiene a partir de la siguiente reacción:



Si se hace reaccionar 10 mol de NH_3 con 6 mol de CO_2 , calcule la masa de urea que se produce si la reacción tiene un rendimiento porcentual de 60%.

PA (uma): N = 14; C = 12; O = 16

A) 600 g B) 180 g C) 630 g
D) 160 g E) 320 g

Peso equivalente

Capítulo XIV

OBJETIVO

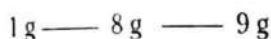
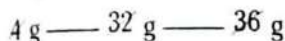
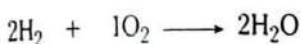
- Aplicar la ley de equivalentes en las reacciones químicas que permitan establecer relaciones cuantitativas de masa entre las sustancias reactantes o productos.

Así como el consumo de tres huevos equivale en valor proteico consumir 100 g de carne, o realizar una carrera de 84 km equivale al recorrido de 3,24 millas; también, de forma similar, entre las sustancias que participan en una reacción química hay ciertas equivalencias en masa que se les denominarán pesos equivalentes.

1. Definición

El peso equivalente (PE) de una sustancia representa la cantidad de partes en masa que dicha sustancia utiliza para combinarse exactamente con 1 parte en masa de hidrógeno, 8 partes en masa de oxígeno o 35,5 partes en masa de cloro.

Así, por ejemplo, en la reacción de formación del H_2O a partir de sus elementos, tenemos



En la formación de 9 g de agua, se combinan exactamente 8 g de oxígeno con 1 g de hidrógeno; es decir, se combinan de igual a igual valor de sus pesos equivalentes.

Pesos equivalentes referenciales

$$PE(H_2)=1$$

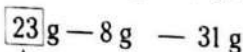
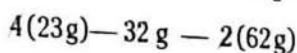
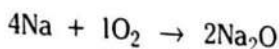
$$PE(O_2)=8$$

Ejemplo

¿Cuánto será el peso equivalente del sodio al combinarse con el oxígeno y formar su óxido?

PA(uma): Na = 23; O = 16

Para este caso a partir de la ecuación química deduciremos el peso equivalente del Na.



Representa el PE(Na), pues 23 partes en masa (23 g) de sodio se combinan o reaccionan químicamente con 8 partes en masa (8 g) de oxígeno.

De forma práctica, el peso equivalente se determina como la relación entre la masa molar de la sustancia analizada ($\bar{M}$) y su parámetro característico (θ).

$$PE = \frac{\bar{M}}{\theta}$$

donde

$$\theta_{\text{elemento}} = EO(E)$$

Aplicación 1

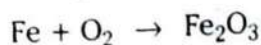
Determine el peso equivalente del hierro en el óxido férrico sabiendo que su masa atómica es 56.

Resolución

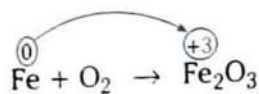
En el Fe_2O_3 , el $\text{EO}(\text{Fe}) = +3$

Reemplazamos $\text{PE}(\text{Fe}) = \frac{56}{3} = 18,67$

El valor del peso equivalente ha sido calculado asumiendo que el metal hierro al combinarse con el oxígeno forma su óxido respectivo, es decir



En general, si el elemento participa de una reacción redox, como es la reacción anterior, el valor de θ será igual al número de electrones transferidos por una unidad fórmula de dicho elemento. Así, para esta ecuación sin necesidad de que esté balanceada completamente, tenemos



Una unidad fórmula de Fe pierde $3e^-$ (transfiere $3e^-$). Luego, $\theta_{\text{Fe}} = 3$.

También para determinar el peso equivalente de un compuesto, el parámetro θ depende de alguna característica de este.

	Compuesto	θ representa...
Reacciones no redox	Ácido	Número de H^+ ionizables o desplazados en la reacción
	Hidróxido	Número de OH^- disociables o desplazados en la reacción
	Sal u óxido básico	Carga total del catión o del anión
Reacciones redox		Número de electrones transferidos por unidad fórmula

Aplicación 2

Halle el peso equivalente de las siguientes sustancias: H_3PO_4 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, CH_3COOH , CuCl_2 , sabiendo que participan en reacciones no redox y sus masas molares son, respectivamente, 98, 74; 60 y 134,5 g/mol.

Resolución

Ya que se utilizará la relación $\text{PE} = \frac{\overline{M}}{\theta}$, determinaremos el valor de θ para cada sustancia.

Compuesto	Tipo de sustancia	Parámetro θ	Explicación
H_3PO_4	Ácido	3	$\text{N}^\circ \text{H}^+ = 3$
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	Hidróxido	2	$\text{N}^\circ \text{OH}^- = 2$
CH_3COOH	Ácido	1	$\text{N}^\circ \text{H}^+ \text{ionizables} = 1$
CuCl_2	Sal	2	$\overset{+2}{\text{Cu}} \overset{-1}{\text{Cl}}_2$ Carga total del catión = 2 Carga total del anión = -2

OBSERVACIÓN

Para los ácidos orgánicos (ácidos carboxílicos), el parámetro θ es igual al número de grupos carboxilos ($-\text{COOH}$).

Finalmente, reemplazando cada valor, tenemos

$$\text{PE}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98/3 = 32,67$$

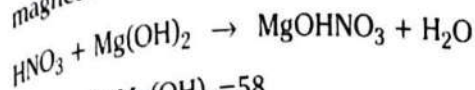
$$\text{PE}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 74/2 = 37$$

$$\text{PE}(\text{CH}_3\text{COOH}) = 60/1 = 60$$

$$\text{PE}(\text{CuCl}_2) = 134,5/2 = 67,2$$

Aplicación 3

Determine el peso equivalente del hidróxido de magnesio ($\text{Mg}(\text{OH})_2$) en la siguiente reacción.

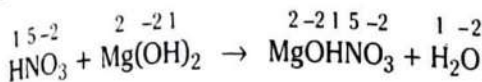


$$\bar{M}(\text{g/mol}): \text{Mg}(\text{OH})_2 = 58$$

Resolución

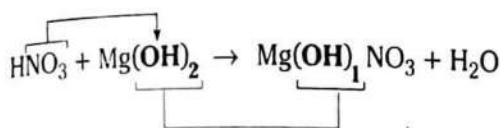
Cuando haya una ecuación química, primero se analiza si esta es redox o no redox.

Para nuestro caso, determinando el estado de oxidación de cada elemento, tenemos



Comprobamos que ningún elemento ha cambiado el valor de sus estados de oxidación. Luego, la reacción es de tipo no redox.

El parámetro θ para el $\text{Mg}(\text{OH})_2$ es igual a la cantidad de iones hidróxido (OH^-) que han sido desplazados. Así tenemos



Se ha desplazado un ion OH^- por parte del ion nitrato (NO_3^-)

$$\rightarrow \theta_{\text{Mg}(\text{OH})_2} = 1$$

$$\therefore \text{PE}(\text{Mg}(\text{OH})_2) = \frac{\bar{M}}{\theta} = \frac{58}{1} = 58$$

2. Equivalente gramo (Eq-g)

El peso equivalente es una magnitud adimensional; sin embargo, su utilidad a nivel de la cuantificación de las reacciones químicas requiere relacionarlo con la masa. Es así que asignándole la unidad de gramos se denominará equivalente gramo.

$$1 \text{ Eq-g} = (\text{PE}) \text{ g}$$

Ejemplos

$$\bullet \text{ PE}(\text{Al}) = \frac{\text{PA}(\text{Al})}{\text{EO}(\text{Al})} = \frac{27}{3} = 9$$

$$\rightarrow 1 \text{ Eq-g}(\text{Al}) = 9 \text{ g}$$

$$\bullet \text{ PE}(\text{NaOH}) = \frac{\bar{M}}{\theta} = \frac{40}{1} = 40$$

$$\rightarrow 1 \text{ Eq-g}(\text{NaOH}) = 40 \text{ g}$$

Aplicación 4

¿Cuántos equivalentes gramo están contenidos en 200 g de hidróxido de sodio, NaOH ?

Resolución

Utilizando como dato al ejemplo anterior, tenemos

$$1 \text{ Eq-g}(\text{NaOH}) \longrightarrow 40 \text{ g}$$

$$\# \text{Eq-g}(\text{NaOH}) \longleftarrow 200 \text{ g}$$

$$\# \text{Eq-g}(\text{NaOH}) = \frac{200 \text{ g} \times 1 \text{ Eq-g}(\text{NaOH})}{40 \text{ g}} = 5 \text{ Eq-g}$$

De esta aplicación, podemos deducir que

$$\# \text{Eq-g} = \frac{m}{1 \text{ Eq-g}}$$

donde m es la masa de la sustancia en gramos.

3. Ley de equivalentes

En una reacción química, las sustancias participantes intervienen siempre en igual valor de sus números de equivalente gramo.

En forma general para la siguiente reacción:



se cumple que

$$\# \text{Eq-g}(\text{A}) = \# \text{Eq-g}(\text{B}) = \# \text{Eq-g}(\text{C}) = \# \text{Eq-g}(\text{D})$$

$$\frac{m_{\text{A}}}{\text{Eq-g}(\text{A})} = \frac{m_{\text{B}}}{\text{Eq-g}(\text{B})} = \frac{m_{\text{C}}}{\text{Eq-g}(\text{C})} = \frac{m_{\text{D}}}{\text{Eq-g}(\text{D})}$$

PROBLEMAS RESUELTOS

Problema N.º 1

Calcule el peso equivalente del ácido propanodioico ($\text{COOH}-\text{CH}_2-\text{COOH}$) sabiendo que participa en una reacción no redox.
PA(uma): C=12; O=16; H=1

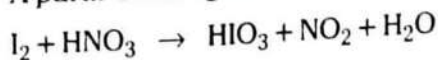
Resolución

Como el ácido presenta dos grupos carboxilos ($-\text{COOH}$), entonces liberará 2H^+ . Luego, $\theta = 2$.

$$\text{PE} = \frac{\overline{M}}{\theta} = \frac{104}{2} = 52$$

Problema N.º 2

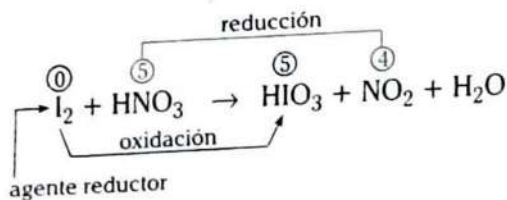
A partir de la siguiente ecuación química:



Determine el peso equivalente del agente reductor. $\overline{M}$ (g/mol): $\text{I}_2 = 254$; $\text{HNO}_3 = 63$

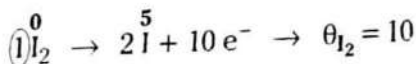
Resolución

Recordar que el agente reductor es aquel reactante que en una reacción se oxida.



Como la reacción es del tipo redox, el parámetro θ es igual al número de electrones transferidos por unidad fórmula.

Luego



$$\therefore \text{PE}(\text{I}_2) = \frac{\overline{M}}{\theta} = \frac{254}{10} = 25,4$$

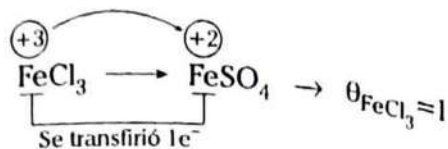
Problema N.º 3

Calcule el número de equivalente-gramo de FeCl_3 (peso fórmula=162,2 g/mol) cuando reaccionan 81,1 g de sustancia para formar FeSO_4 .

UNMSM 2007-II

Resolución

Se trata de un proceso redox, donde el hierro presente como Fe^{+3} se reduce a Fe^{+2} según la semirreacción:



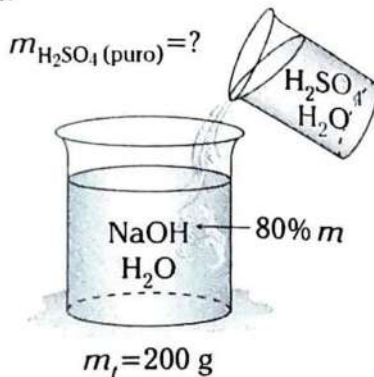
Reemplazamos valores

$$\# \text{Eq-g}(\text{FeCl}_3) = \frac{m}{\text{PE}} = \frac{81,1}{162,2/1} = 0,5 \text{ Eq-g}$$

Problema N.º 4

Si 200 g de una solución de NaOH al 80% en masa reacciona con ácido sulfúrico (H_2SO_4), neutralizándose por completo, ¿cuántos gramos del ácido se consumieron en el proceso?
 $\overline{M}$ (g/mol): Na=23; S=32; O=16; H=1

Resolución



$$\rightarrow m_{\text{NaOH}} = \frac{80}{100} (200 \text{ g}) = 160 \text{ g}$$

Ya que en la reacción se consumen íntegramente los solutos ácido e hidróxido, haremos uso de la ley de equivalentes

$$\# \text{Eq-g}(\text{NaOH}) = \# \text{Eq-g}(\text{H}_2\text{SO}_4)$$

$$\frac{m_{\text{NaOH}}}{\text{PE}(\text{NaOH})} = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{\text{PE}(\text{H}_2\text{SO}_4)}$$

$$\frac{160}{40/1} = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{98/2}$$

$$\therefore m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 196 \text{ g}$$

PROBLEMAS PROPUESTOS

NIVEL BÁSICO

1. Determine el peso equivalente del H_3PO_3 cuando reacciona con el NaOH.
 $\text{H}_3\text{PO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 $\overline{M}(\text{H}_3\text{PO}_3) = 82 \text{ g/mol}$

A) 82 B) 41 C) 20,5
 D) 164 E) 123

2. Determine el valor de x si se sabe que el peso equivalente del ácido triprótico (H_3YO_x) es 32,7. PA(uma): H=1; O=16; Y=31

A) 1 B) 2 C) 3
 D) 4 E) 5

3. Calcule el peso equivalente del agente reductor en la siguiente ecuación redox.
 $\text{I}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KI} + \text{KIO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 PA(uma): I=127; K=39; O=16

A) 25,4 B) 12,7 C) 50,8
 D) 56,0 E) 22,6

4. El peso equivalente del óxido metálico (M_2O_3) es 17. ¿Cuál es el peso equivalente del hidróxido ($\text{M}(\text{OH})_3$) sabiendo que este último se disocia completamente?

A) 39 B) 26 C) 21
 D) 60 E) 78

5. El óxido de un metal contiene 71,4 % en masa del metal. Calcule la masa equivalente de dicho metal. PA(uma): O=16

A) 10 B) 20 C) 40
 D) 80 E) 100

6. Calcule el peso equivalente del elemento E que forma el óxido E_2O_5 , cuya masa molar es 152 g/mol. PA(uma): O=16

A) 7,2 B) 14,4 C) 21,6
 D) 28,8 E) 36,0

7. Se tiene 70 g de una solución acuosa que contiene 21 % en masa de ácido sulfúrico. ¿Qué masa de hidróxido de sodio se requiere para su neutralización completa?
 $\overline{M}(\text{g/mol})$: H=1; O=16; S=32; Na=23

A) 16 g B) 12 g C) 18 g
 D) 8 g E) 24 g

8. La hidroquinona ($\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_2$) se oxida en $\text{C}_6\text{H}_4\text{O}_2$. Si en el proceso se consumen 165 g de hidroquinona, ¿cuántos equivalentes gramo se consumieron?
 PA(uma): O=16; C=12

A) 6 B) 4 C) 2
 D) 3 E) 5

9. ¿Qué volumen de hidrógeno en condiciones normales se obtiene cuando 120 g de calcio reacciona completamente con un ácido inorgánico? PA(uma): Ca=40

A) 11,2 L B) 22,4 L C) 44,8 L
 D) 67,2 L E) 5,6 L

NIVEL INTERMEDIO

10. El peso equivalente del ácido diprótico (H_yPO_y) es 41. ¿Cuál es la atomicidad de ácido? PA(uma): H=1; P=31; O=16

A) 5 B) 7 C) 6
 D) 8 E) 10

11. Calcule el peso equivalente y el estado de oxidación del estaño, respectivamente, si se sabe que su óxido presenta 78,8% en peso.
PA(uma): Sn = 119

A) 29,75 y 4 B) 119 y 4 C) 59,9 y 2
D) 59,5 y 4 E) 29,75 y 2

12. Al hacer reaccionar 57 g de un cloruro metálico (MCl_2) con suficiente cantidad de Na_2CO_3 , se obtiene un precipitado de fórmula MCO_3 , cuya masa es 50,4 g. Calcule el peso equivalente del metal M?

A) 20 B) 12 C) 32,5
D) 28 E) 27,5

13. Cierta metal cuya masa es 18,67 g reacciona con HCl y desprende 11,2 L de H_2 en condiciones normales. Calcule el peso atómico de dicho metal si es trivalente.

POSTULO A
SOY PRE
TEAM POSTULANTES

POSTULO A
SOY PRE
TEAM POSTULANTES

A) 50 B) 55 C) 53
D) 56 E) 57

14. Un metal pesado forma un óxido cuyo peso equivalente es igual a 64,2. Si el metal actúa con el mismo estado de oxidación y se combina con el cloro, calcule la masa de 0,1 Eq-g del cloruro metálico.

A) 7,15 g B) 5,35 g C) 8,2 g
D) 9,17 g E) 10,5 g

15. El alcohol bencílico ($C_6H_5CH_2OH$) se transforma en ácido benzoico (C_6H_5COOH) cuando interactúa con el dicromato de potasio en medio ácido. ¿Cuál es el peso de 0,60 Eq-g de alcohol? PA(uma): H=1; O=16

A) 16,2 g B) 21,6 g C) 5,4 g
D) 12,8 g E) 10,8 g

POSTULO A
SOY PRE
TEAM POSTULANTES

POSTULO A
SOY PRE
TEAM POSTULANTES

sistemas dispersos: soluciones

Capítulo XV

OBJETIVOS

- Describir las propiedades de una solución que la diferencie de otro tipo de sistema disperso.
- Calcular la concentración de una solución y su relación con operaciones y procesos que puedan alterar su valor.

Si bien las mezclas implican la agrupación física de dos o más sustancias, hay un conjunto de estas en la cual se presentan dispersiones, es decir, presencia de una sustancia que facilita la dispersión de los demás. Por ejemplo, en la mezcla de aceite y agua no hay dispersión, pues cada líquido se separa del otro porque la naturaleza de sus moléculas no son afines.

En general, en las dispersiones, tales como las soluciones, sí se presenta dispersión de sus componentes. El siguiente esquema muestra los tipos de sistemas dispersos agrupados según su homogeneidad.

SISTEMAS DISPERSOS

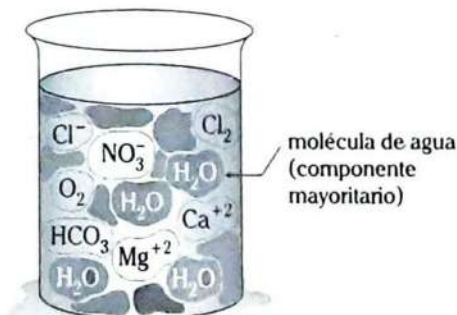
Mezclas homogéneas	Mezclas heterogéneas	
	Coloides	Suspensiones
 Ejemplo: agua oxigenada	 Ejemplo: gelatina	 Ejemplo: néctar de fruta

1. Definición

Son mezclas homogéneas o sistemas monofásicos integrados por la participación de dos o más sustancias que pueden participar en diferentes proporciones. Si analizamos cualquier porción de una solución, comprobaremos que cada porción presenta la misma composición, concentración y propiedades. Esto se debe a que la dispersión entre sus componentes (solutos y solvente) es a nivel de átomos, moléculas o iones, lo que facilita que la dispersión sea total u homogénea.

Ejemplo

El agua potable es una solución líquida constituida por un conjunto de iones y moléculas.



- El componente mayoritario (H_2O) será el solvente (ste) o disolvente, mientras que los otros, los solutos (sto).
- Los solutos y el solvente están en constante interacción, unidos por un tipo de fuerza intermolecular.
- El estado físico original de los solutos es "absorbido" por el del solvente; es decir, el estado físico de una solución es definido por el solvente.

Algunos ejemplos de sustancias presentes en el agua potable

- ste = H_2O
- sto₁ = Cl^{-1} , ion cloruro
- sto₂ = Cl_2 , cloro molecular residual
- sto₃ = HCO_3^{-} , ion bicarbonato
- sto₄ = Ca^{+2} , ion calcio
- sto₅ = Mg^{+2} , ion magnesio
- sto₆ = O_2 , oxígeno molecular
- sto₇, sto₈, ...

En general, podemos decir lo siguiente:

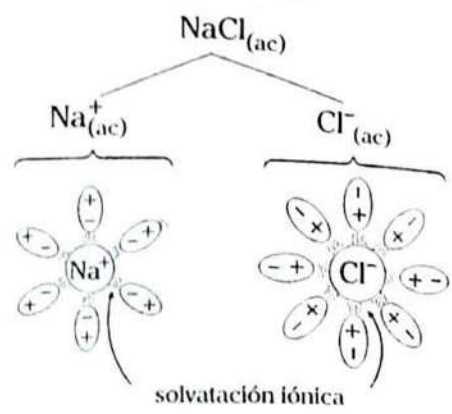
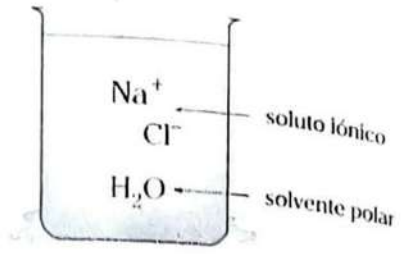
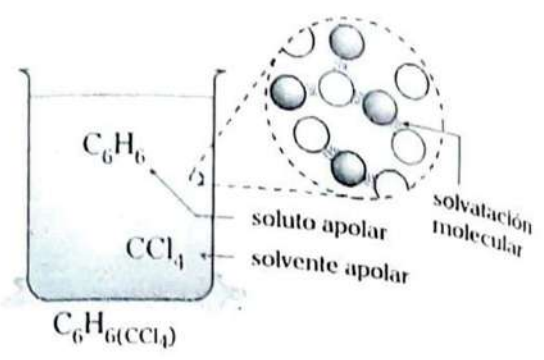
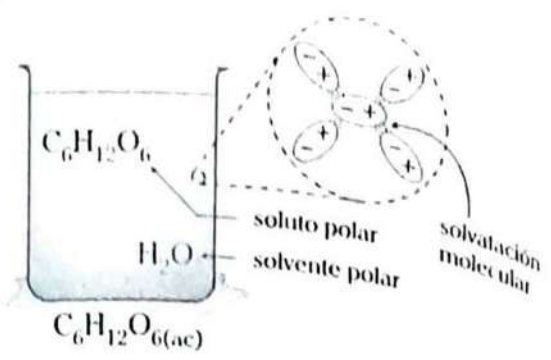
solución=(sto₁, sto₂, sto₃, ..., sto_n)+ste

NOTA

En general, para las soluciones líquidas entre solutos y solvente, debe haber afinidad química; es decir, ambos deben ser polares o apolares. Esto facilita una buena dispersión y, por ende, homogeneidad. Entonces se puede decir lo siguiente:

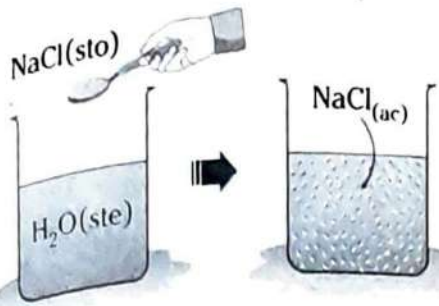
- El solvente polar disuelve al soluto de tipo iónico o molecular polar.
- El solvente apolar disuelve al soluto de tipo apolar.

Ejemplos



2. Proceso de disolución

La preparación de una solución implica analizar tres tipos de interacciones: sto-sto, ste-ste y sto-ste. Por ejemplo, se da en la preparación de salmuera (mezcla concentrada de NaCl en H_2O).

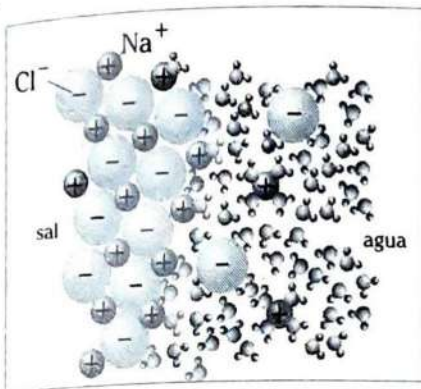


Analizando las fuerzas de cohesión, que permiten la unión entre las unidades estructurales presentes en el interior del soluto y del solvente, tenemos lo siguiente:

- sto-sto: unión entre iones Na^+ y Cl^-
- ste-ste: unión entre las moléculas de H_2O

Ahora, cuando el soluto y el solvente hacen contacto, estas fuerzas de unión se debilitan para dar paso a las fuerzas de unión entre soluto y solvente; para nuestro caso, $\text{Na}^+ \cdots \text{H}_2\text{O}$ como también $\text{Cl}^- \cdots \text{H}_2\text{O}$.

Es aquí donde el papel de la naturaleza polar o apolar se hace presente, como se observa en el gráfico.



NOTA

Si, en el proceso de disolución, el soluto se disgrega en iones, se denomina solución iónica o electrolítica, la cual es conductora de la corriente eléctrica. Si, por el contrario, no se ioniza, es decir, la molécula se conserva, se denomina solución molecular y no es conductora de la corriente eléctrica.

3. Clasificación de las soluciones según su estado físico

Recordar que el estado físico de una solución está determinado por el tipo de solvente usado; por ejemplo, si el solvente es líquido, entonces la solución es líquida. En los ejemplos se muestran los componentes mayoritarios.

Estado original del soluto	Ejemplos
Líquida (ste: líquido)	Sólido Salmuera: $\text{NaCl}_{(s)}$ en H_2O Alcohol yodado: $\text{I}_{2(s)}$ en $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
	Líquido Vinagre: $\text{CH}_3\text{COOH}_{(l)}$ en H_2O Aguardiente: $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(l)}$ en H_2O
	Gas Agua gasificada: $\text{CO}_{2(g)}$ en H_2O
Sólida (ste: sólido)	Sólido Acero al carbono: $\text{C}_{(s)}$ en Fe Latón: $\text{Zn}_{(s)}$ en Cu Bronce: $\text{Sn}_{(s)}$ en Cu
	Líquido Amalgama dental: $\text{Hg}_{(l)}$ en Ag
	Gas Oclusión de H_2 en Pd: $\text{H}_{2(g)}$ en Pd
Gaseosa (ste: gas)	Sólido $\text{I}_{2(s)}$ en aire
	Líquido Aire húmedo: $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$ en aire
	Gas Gas doméstico: $\text{CH}_3\text{SH}_{(g)}$ en C_3H_8

4. Concentración

La concentración de una solución expresa la cantidad de soluto presente en una solución respecto de la cantidad de solvente o del total de la solución.

$$\text{concentración} = \frac{\text{cantidad de soluto}}{\text{cantidad de solvente o solución}}$$

Mientras mayor sea dicha cantidad de soluto, la solución será más concentrada. De acuerdo a ello, las soluciones se pueden clasificar así:

- **Diluidas:** tienen una mínima cantidad de soluto.
- **Concentradas:** tienen una cantidad regular de soluto.
- **Saturadas:** tienen la máxima cantidad de soluto a determinada temperatura.
- **Sobresaturadas:** tienen una cantidad de soluto mayor a la máxima que admite la solución a una temperatura determinada.

En la siguiente imagen, para un mismo tipo de soluto, a mayor intensidad en el color, mayor concentración.



4.1. SOLUBILIDAD (S)

Expresa la concentración de una solución saturada. Su valor indica la cantidad de gramos máxima de soluto que se puede disolver en 100 g de solvente (generalmente agua) a una determinada temperatura.

$$S_{\text{sto}}^{T^{\circ}\text{C}} = \frac{m_{\text{máx sto}}}{100 \text{ g ste}}$$

Ejemplo

A 20 °C, 100 g H₂O puede disolver como máximo 36 g NaCl.

Luego podemos decir que

$$S_{\text{NaCl}}^{20^{\circ}\text{C}} = \frac{36 \text{ g}}{100 \text{ g H}_2\text{O}}$$

cuya interpretación sería

$$100 \text{ g H}_2\text{O} \xrightarrow[\text{máximo a } 20^{\circ}\text{C}]{\text{disuelve como}} 36 \text{ g NaCl}$$

Variación de la solubilidad con respecto a la temperatura y presión

Si el soluto es sólido, se cumple

$$\text{Solubilidad} \xrightarrow[\text{directamente}]{\text{varía}} \text{Temperatura}$$

Si el soluto es gas, se cumple

$$\text{Solubilidad} \xrightarrow[\text{directamente}]{\text{varía}} \text{Presión del gas}$$

$$\text{Solubilidad} \xrightarrow[\text{inversamente}]{\text{varía}} \text{Temperatura}$$

4.2. UNIDADES DE CONCENTRACIÓN

Las concentraciones cuantitativamente se pueden expresar como se muestra.

4.2.1. Unidades físicas

a. Porcentaje en masa (%m_{sto})

Representa la masa de soluto presente en 100 g de solución.

$$\% m_{\text{sto}} = \frac{m_{\text{sto}}}{m_{\text{sol}}} \times 100 \%$$

b. Porcentaje en volumen (%V_{sto})

Representa el volumen de soluto presente en 100 mL de solución.

$$\% V_{\text{sto}} = \frac{V_{\text{sto}}}{V_{\text{sol}}} \times 100 \%$$

Si el soluto y el solvente son líquidos, asumir que sus volúmenes son aditivos.

- c. **Porcentaje en masa-volumen (%m/V)**
Representa la masa de soluto respecto al volumen de la solución.

$$\% \frac{m}{V} = \frac{m_{\text{sto}}}{V_{\text{sol}}} \times 100 \%$$

4.2.2. Unidades químicas

- a. **Molaridad (M)**
Indica la cantidad de moles de soluto disuelto en un litro de solución.

$$M = \frac{n_{\text{sto}}}{V_{\text{sol}}} \quad \text{Unidades: mol/L} \leftrightarrow \text{molar}$$

Otra forma de calcular la molaridad es

$$M = \frac{10 \times D_{\text{sol}} \times \%m_{\text{sto}}}{\bar{M}_{\text{sto}}}$$

donde

- D_{sol} : densidad de la solución (g/mL)
- $\bar{M}_{\text{sto}}$: masa molar del soluto (g/mol)

Ejemplo

Una solución de $\text{NaOH}_{(\text{ac})}$ 0,4 M implica que se tiene 0,4 mol de NaOH disueltos en un litro de solución.

- b. **Normalidad (N)**

Indica la cantidad de equivalentes gramos de soluto disuelto en un litro de solución.

$$N = \frac{\# \text{Eq-g (sto)}}{V_{\text{sol}}} \quad \text{Unidades: Eq-g/L} \leftrightarrow \text{normal}$$

Otra forma de calcular la normalidad a partir de la molaridad es

$$N = M \theta_{\text{sto}}$$

Ejemplo

Una solución 0,6 N implica que tiene 0,6 Eq-g de soluto disuelto en un litro de solución.

- c. **Molalidad (m)**

Indica la cantidad de moles soluto disuelto en un kilogramo de solvente.

$$m = \frac{n_{\text{sto}}}{m_{\text{ste}}} \quad \text{Unidades: mol/kg} \leftrightarrow \text{molal}$$

5. Operaciones con soluciones

5.1. DILUCIÓN

Es un procedimiento físico realizado para preparar una disolución de menor concentración a partir de una más concentrada. Para ello se debe adicionar solvente (generalmente H_2O) a la disolución concentrada.

Se cumple que

$$n_{\text{sto}(i)} = n_{\text{sto}(f)}$$

$$M_i V_i = M_f V_f$$

5.2. MEZCLA DE SOLUCIONES

Cuando se mezclan dos soluciones de diferentes concentraciones que contienen el mismo soluto, la solución resultante poseerá una concentración intermedia.

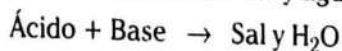
Se cumple que $n_{\text{sto}(1)} + n_{\text{sto}(2)} = n_{\text{sto}(3)}$

donde 1 y 2 son las soluciones que se mezclan, y 3 la solución resultante.

$$M_1 V_1 + M_2 V_2 = M_3 V_3$$

5.3. NEUTRALIZACIÓN

Consiste en la reacción entre un ácido y una base (hidróxido) formándose sal y agua.



Haciendo uso de la ley de equivalentes se cumple que

$$\begin{aligned} \# \text{Eq-g (ácido)} &= \# \text{Eq-g (base)} \\ \text{o } (NV)_{\text{ácido}} &= (NV)_{\text{base}} \end{aligned}$$

PROBLEMAS RESUELTOS

Problema N.º 1

Respecto a las soluciones, indique la proposición incorrecta.

- I. Son sistemas monofásicos.
- II. El bronce y el latón son soluciones sólidas.
- III. El soluto puede dispersarse en iones o moléculas en una solución acuosa.
- IV. La gelatina, la leche y la sangre son soluciones líquidas.
- V. La mezcla de dos o más gases siempre forman soluciones.

Resolución

I. Correcta

Toda solución es una mezcla homogénea, es decir, formada por una sola fase (monofásica).

II. Correcta

El bronce y el latón son aleaciones (o soluciones sólidas metálicas), formadas por átomos de Cu y Sn, como por Cu y Zn, respectivamente.

III. Correcta

El agua al disolver solutos dispersa las sustancias en moléculas (como el azúcar de caña o sacarosa) o en iones (como la sal).

IV. Incorrecta

La gelatina, leche y sangre son coloides, es decir, mezclas heterogéneas cuyas fases son observables con microscopio. Sus partículas presentan movimiento browniano y dispersan la luz.

V. Correcta

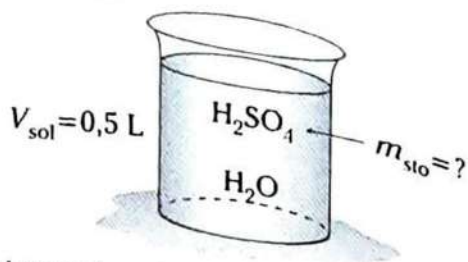
Debido a la propiedad de difusión se permite que las mezclas gaseosas siempre sean homogéneas.

Problema N.º 2

En medio litro de una solución de H_2SO_4 (ac) 0,5 M, calcule la masa de soluto presente.
 $\overline{M}$ (g/mol): $\text{H}_2\text{SO}_4 = 98$

Resolución

Sea la solución



Para determinar la masa de soluto usaremos la ecuación

$$M = \frac{n_{\text{sto}}}{V_{\text{sol}}} = \frac{m_{\text{sto}}}{\overline{M}_{\text{sto}} \times V_{\text{sol}}}$$

Reemplazamos valores

$$0,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = \frac{m_{\text{sto}}}{98 \text{ g/mol} \times 0,5 \text{ L}}$$

$$\therefore m_{\text{sto}} = 24,5 \text{ g}$$

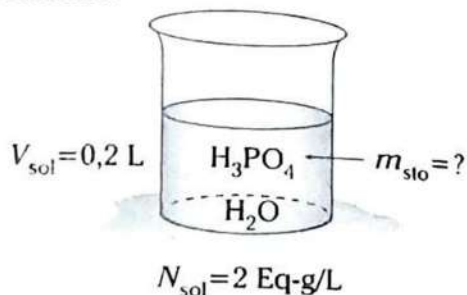
Problema N.º 3

Halle el peso (en gramos) de ácido sulfúrico que se encuentra en 200 mL de una solución acuosa 2N.

$$\overline{M}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98 \text{ g/mol}$$

Resolución

Sea la solución



Primero calculamos la molaridad de la solución

$$N = M \times \theta$$

$$2 = M \times 3 \rightarrow M = 2/3$$

Luego, calculamos el peso del soluto (m_{sto})

$$M = \frac{n_{sto}}{V_{sol}} = \frac{m_{sto}}{M_{sto} \times V_{sol}}$$

Reemplazamos datos

$$\frac{2}{3} \frac{\text{mol}}{\text{L}} = \frac{m_{sto}}{(98 \text{ g/mol})(0,2 \text{ L})}$$

$$\therefore m_{sto} = 13,1 \text{ g}$$

Problema N.º 4

La normalidad de una solución de H_2SO_4 2 M que se diluye al doble de su volumen es

UNMSM 2010-II

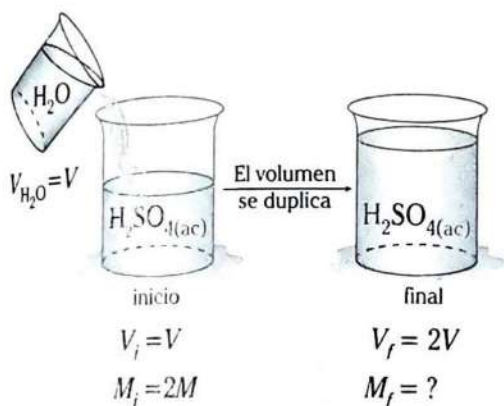
Resolución

La dilución es una operación física que consiste en disminuir la concentración de una solución al adicionar una cantidad de solvente. En esta operación, los moles de soluto se mantienen constante.

$$n_{sto(\text{inicio})} = n_{sto(\text{final})}$$

$$M_i \cdot V_i = M_f \cdot V_f$$

Analizamos



Reemplazando valores en la ecuación anterior, tenemos

$$2V = M_f \cdot 2V$$

$$M_f = 1 \text{ M}$$

Nos piden la normalidad de la solución final.

$$N_f = M_f \times \theta_{\text{H}_2\text{SO}_4} \rightarrow N_f = 1 \times 2$$

$$\therefore N_f = 2N$$

Problema N.º 5

¿Cuántos mL de NaOH 2,0 N neutralizarán a 100 mL de H_2SO_4 (densidad=0,98 g/mol y % W=6,0)? PA: S=32 uma; O=16 uma; H=1 uma

UNMSM 2011-I

Resolución

Para toda reacción de neutralización ácido-base, se cumple que

$$N_A V_A = N_B V_B \quad (*)$$

Analizamos datos

Ácido (A)	Base (B)
$\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{ac})}$	$\text{NaOH}_{4(\text{ac})}$
% $W_{sto} = 6\%$	$N_B = 2 \text{ N}$
$V_A = 100 \text{ mL}$	$V_B = ?$
$D_{sol} = 0,98 \text{ g/mol}$	-

Primero calculamos la molaridad del ácido según

$$M = \frac{10 \times \% W_{sto} \times D_{sol}}{M_{sto}}$$

Reemplazamos datos

$$M_A = \frac{10 \times 6 \times 0,98}{98} = 0,6 \text{ M}$$

Luego calculamos su normalidad

$$N_A = M_A \times \theta_A$$

$$N_A = 0,6 \times 2 = 1,2 \text{ N}$$

Finalmente reemplazando en (*), tenemos

$$(1,2 \text{ N})(100 \text{ mL}) = (2,0 \text{ N})(V_B)$$

$$\therefore V_B = 60 \text{ mL}$$

PROBLEMAS PROPUESTOS

NIVEL BÁSICO

1. Acerca de las soluciones, indique la proposición incorrecta.
- A) Son monofásicas.
 - B) Cualquier porción analizada presenta una composición constante.
 - C) El tamaño de sus partículas dispersas es menor que 10 nm.
 - D) Se les puede representar por fórmulas químicas.
 - E) Sus estados físicos están determinados por el componente que está en mayor cantidad.
2. Respecto a las soluciones, señale las proposiciones correctas.
- I. Están formadas por un soluto y uno o más disolventes.
 - II. Sus componentes se pueden separar por procesos de filtración y decantación.
 - III. Pueden ser sólidos, líquidos o gaseosos.
- A) solo III B) solo II C) solo I
D) I y II E) I y III
3. Señale la alternativa que contiene un par de soluciones.
- A) salmuera y gelatina
 - B) suero medicinal y polvo en el aire
 - C) humo y amalgama
 - D) agua dulce y niebla
 - E) amalgama de plata y gasolina
4. Dadas las siguientes proposiciones, señale cuál o cuáles son correctas.
- I. La solubilidad de un soluto gaseoso en un disolvente líquido varía en forma directa a la presión.
 - II. La solubilidad depende de la naturaleza del soluto y del disolvente.
 - III. La solubilidad de un soluto sólido varía siempre en forma directa a la temperatura.
- A) solo I B) solo II C) solo III
D) I y II E) I y III
5. Si enfriamos 500 g de una solución saturada de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) de $50^{\circ}C$ a $20^{\circ}C$, ¿cuántos gramos de azúcar se precipitarán?
 $S^{20^{\circ}C} = 204 \text{ g}$ y $S^{50^{\circ}C} = 260 \text{ g}$
- A) 155,6 B) 33,7 C) 77,8
D) 67,4 E) 38,9
6. Calcule la molaridad de una solución ($D=0,98 \text{ g/mL}$) formada por 5 g de etanol (C_2H_5OH) y 225 g de agua.
PA (uma): C=12; O=16; H=1
- A) 2,34 B) 0,46 C) 0,23
D) 0,08 E) 0,02
7. ¿Qué volumen de una solución de HBr 0,5 M se debe añadir a 50 mL de una solución de HBr 0,1 M para obtener una solución de concentración 0,3 M?
- A) 40 mL B) 30 mL C) 25 mL
D) 50 mL E) 45 mL
8. ¿Cuántos gramos de hidróxido de bario se requieren para preparar 200 mL de solución acuosa de $Ba(OH)_2$ 0,5 N?
PA (uma): Ba=137; O=16; H=1
- A) 6,45 B) 7,43 C) 9,26
D) 8,55 E) 8,12

NIVEL INTERMEDIO

9. Se dispone de 800 mL de una solución acuosa de HCl al 40% en masa y densidad igual a 1,02 g/mL. ¿Qué masa del ion cloruro se obtiene de dicha muestra?
PA (uma): Cl=35,5; H=1

A) 317,46 g B) 326,4 g C) 304,8 g
D) 280,5 g E) 217,54 g

10. ¿Cuántos mililitros de agua hay que añadir a 200 mL de disolución al 30% en volumen de H_2SO_4 para obtener una solución al 10% en volumen de H_2SO_4 ?

A) 200 B) 500 C) 300
D) 400 E) 600

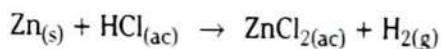
11. Determine el volumen de una solución acuosa de H_2SO_4 al 98% en masa de densidad 1,8 g/mL que se debe utilizar para preparar 5 L de una solución de H_2SO_4 0,1 N.
PA (uma): S=32; O=16; H=1

A) 12,2 mL B) 14,2 mL C) 17,3 mL
D) 24,5 mL E) 28,4 mL

12. ¿Cuántos mililitros de potasa cáustica ($KOH_{(ac)}$) 0,8 M se necesitan para neutralizar completamente la mezcla constituida por 20 mL de HCl 0,1 M y 10 mL de H_2SO_4 0,1 M?

A) 5 B) 7 C) 9
D) 12 E) 30

13. Determine el volumen de gas hidrógeno que se obtendrá en condiciones normales a partir de 6,5 g de cinc y 500 mL de solución acuosa de HCl 5 M.



PA (uma): Zn=65; Cl=35,5

A) 1,12 L B) 4,48 L C) 2,24 L
D) 2,8 L E) 3,5 L

14. Se tiene una solución de soda cáustica de densidad 1,2 g/mL y 25% en masa. Halle la molaridad de la solución.

$\overline{M}$ (g/mol): NaOH=40

A) 2,15 B) 4,33 C) 8,33
D) 40,33 E) 5,67

15. Determine la molaridad y molalidad, respectivamente, de una solución de ácido sulfúrico (H_2SO_4) al 26,8% en masa, cuya densidad es 1,2 g/mL.

PA (uma): S=32; O=16; H=1

A) 3,5 y 2,04

B) 2,7 y 3,68

C) 3,2 y 4,08

D) 2,7 y 4,26

E) 3,5 y 4,08

POSTULO A
SOY PRE
TEAM POSTULANTES



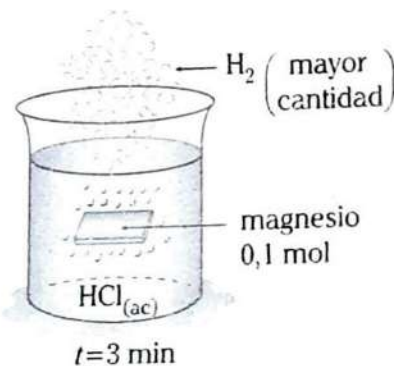
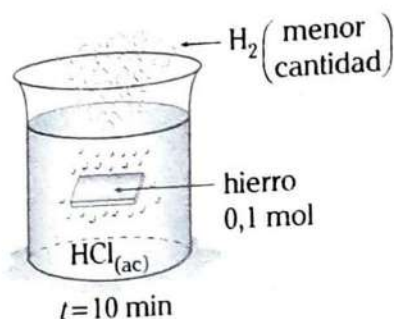
Cinética química

Capítulo XVI

OBJETIVOS

- Calcular la velocidad con que se consume un reactante o velocidad con que se forma un producto.
- Conocer los factores que influyen en la velocidad de reacción.

Veamos los siguientes fenómenos:



¿Qué se observa?

El magnesio se consume en menos tiempo que el hierro. En la reacción del magnesio con el ácido clorhídrico se produce mayor cantidad de hidrógeno gaseoso. Con esta información se puede afirmar que la velocidad de reacción del magnesio es mayor que la del hierro.

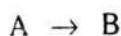
1. Definición

Es una parte de la química que estudia la rapidez o velocidad de una reacción química. Asimismo, estudia los factores que influyen en la velocidad de reacción como la temperatura, la concentración, entre otros.

2. Velocidad de reacción (v)

Es el cambio de concentración de los reactivos o productos por unidad de tiempo. La concentración de las sustancias se expresa en moles por litro (concentración molar) y el tiempo, generalmente, en segundos.

Sea la siguiente reacción hipotética:



La velocidad se expresa como

$$v_{\text{A}} = -\frac{\Delta[\text{A}]}{\Delta t} \quad \text{y} \quad v_{\text{B}} = +\frac{\Delta[\text{B}]}{\Delta t}$$

donde

- $\Delta[\text{A}]$: cambio de la concentración de A
- $\Delta[\text{B}]$: cambio de la concentración de B
- Δt : intervalo de tiempo

El signo - se usa cuando la sustancia es un reactante.

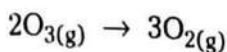
El signo + se usa cuando la sustancia es un producto.

$$\Delta[A] = [A]_f - [A]_i \quad \Delta[B] = [B]_f - [B]_i$$

$$\Delta t = t_f - t_i$$

Ejemplo

Supongamos que en la descomposición del ozono (O_3) en oxígeno molecular (O_2) se han obtenido los siguientes datos en el laboratorio:



inicio $t=0$	1,24 M	0
$t=50$ s	1,00 M	0,36 M
$t=100$ s	0,84 M	0,60 M
$t=150$ s	0,72 M	0,78 M
$t=200$ s	0,64 M	0,90 M

Ahora, calculamos la velocidad de descomposición del ozono y la velocidad de formación del oxígeno molecular en el intervalo de 100 s a 150 s.

$$\Delta t = t_f - t_i$$

$$\Delta t = 150 \text{ s} - 100 \text{ s} = 50 \text{ s}$$

Luego calculamos la velocidad del ozono y del oxígeno

$$v_{O_3} = - \frac{(0,72 - 0,84) \text{ M}}{50 \text{ s}} = 2,4 \times 10^{-3} \text{ M/s}$$

$$v_{O_2} = + \frac{(0,78 - 0,60) \text{ M}}{50 \text{ s}} = 3,6 \times 10^{-3} \text{ M/s}$$

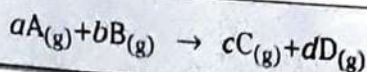
Ahora relacionamos la velocidad del O_3 respecto al O_2

$$\frac{v_{O_3}}{v_{O_2}} = \frac{2,4 \times 10^{-3}}{3,6 \times 10^{-3}} = \frac{2}{3} \rightarrow \frac{v_{O_3}}{2} = \frac{v_{O_2}}{3}$$

Velocidad de reacción y estequiometría

Del ejemplo anterior podemos afirmar que la velocidad de descomposición del ozono es proporcional a 2, y la velocidad de formación del oxígeno es proporcional a 3. Pero 2 y 3 son los coeficientes de la reacción $2O_{3(g)} \rightarrow 3O_{2(g)}$

Por lo tanto, para una reacción general

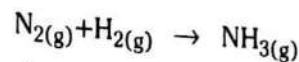


se cumple

$$\frac{v_A}{a} = \frac{v_B}{b} = \frac{v_C}{c} = \frac{v_D}{d}$$

Aplicación 1

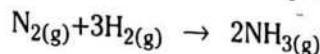
En la reacción



si el amoníaco (NH_3) se produce a una velocidad de 1,6 M/s, ¿a qué velocidad se consume el nitrógeno e hidrógeno?

Resolución

Balanceamos la ecuación química



Se cumple

$$\frac{v_{N_2}}{1} = \frac{v_{H_2}}{3} = \frac{v_{NH_3}}{2}$$

Por dato $v_{NH_3} = 1,6 \text{ M/s}$, tenemos

$$\bullet \quad \frac{v_{N_2}}{1} = \frac{1,6 \text{ M/s}}{2} \rightarrow v_{N_2} = 0,8 \text{ M/s}$$

$$\bullet \quad \frac{v_{H_2}}{3} = \frac{1,6 \text{ M/s}}{2} \rightarrow v_{H_2} = 2,4 \text{ M/s}$$

OBSERVACIÓN

- El reactante que tiene mayor coeficiente estequiométrico se consume con mayor velocidad.
- Si dos reactantes tienen igual coeficiente estequiométrico, ambos se consumen con igual velocidad.
- La velocidad de reacción también se puede expresar en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \times \text{s}^{-1}$

Ejemplo

$$v_{\text{H}_2} = 2,4 \frac{\text{M}}{\text{s}} = 2,4 \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}} = 2,4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{s}^{-1}$$

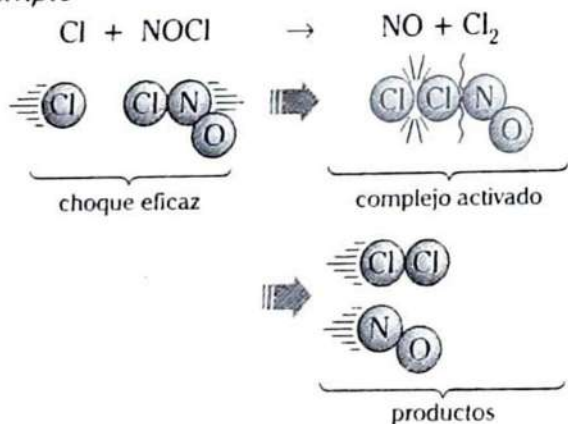
3. Teorías de las colisiones

Esta teoría se basa en la teoría cinética molecular de los gases. La teoría de colisiones sostiene que las reacciones químicas son el resultado de los choques moleculares eficaces de los reactivos. No todas las colisiones moleculares entre los reactivos conducen a una reacción química.

3.1. ¿QUÉ ES UN CHOQUE EFICAZ?

Es aquella colisión molecular que permite la transformación de reactantes en productos. Las moléculas de los reactivos, al chocar, deben tener suficiente energía cinética; parte de la energía cinética se convierte en energía vibracional que provoca la ruptura de algún enlace. Además, las moléculas deben tener una orientación espacial adecuada.

Ejemplo

3.2. ENERGÍA DE ACTIVACIÓN (E_a)

Es la mínima energía que se requiere para iniciar una reacción química. Esta energía proviene de la energía cinética de las moléculas que chocan.

3.3. COMPLEJO ACTIVADO

También se denomina estado de transición. Es una especie formada temporalmente como resultado de las colisiones moleculares entre los reactivos. En el estado de transición, la energía cinética se transforma en energía vibracional de los átomos. El sistema está listo para convertirse a los productos o bien puede regresar hacia los reactivos.

4. Factores que influyen en la velocidad de reacción

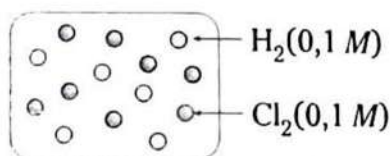
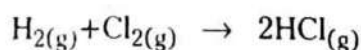
4.1. TEMPERATURA

Al aumentar la temperatura, las moléculas de los reactivos se mueven con mayor rapidez, chocan con más frecuencia y también con mayor energía. El número de colisiones eficaces se incrementa y esto permite un aumento en la velocidad de reacción. Como regla práctica, se puede decir que al incrementarse la temperatura en 10°C , la velocidad de reacción se duplica.

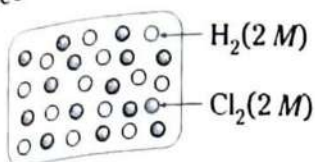
4.2. CONCENTRACIÓN DE LOS REACTIVOS

Al aumentar la concentración de los reactivos, las moléculas chocan con mayor frecuencia, se incrementa el número de colisiones efectivas, y, en consecuencia, aumenta la velocidad de reacción.

Ejemplo



A menor número de colisiones, menor velocidad de reacción.

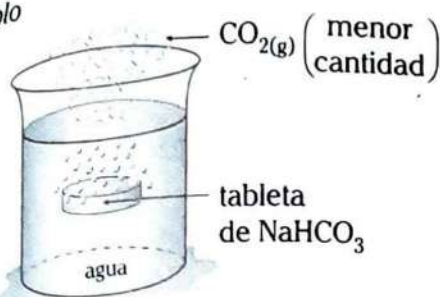


A mayor número de colisiones, mayor velocidad de reacción.

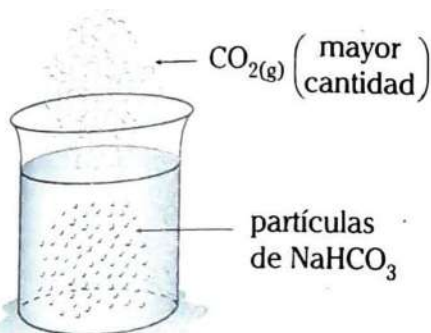
4.3. GRADO DE DIVISIÓN DE LOS REACTIVOS

Cuando un reactivo sólido se encuentra dividido en porciones pequeñas o pulverizado, la velocidad de reacción aumenta. Cada porción o partícula pulverizada reacciona con el otro reactivo.

Ejemplo



- El $NaHCO_3$ reacciona con el agua solo en la superficie.
- Se produce menor cantidad de CO_2 .
- La tableta se consume lentamente.

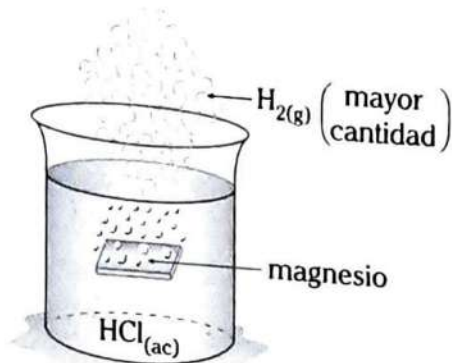


- Cada partícula de $NaHCO_3$ reacciona con el agua.
- Se produce mayor cantidad de $CO_2(g)$.
- El $NaHCO_3$ pulverizado se consume rápidamente.

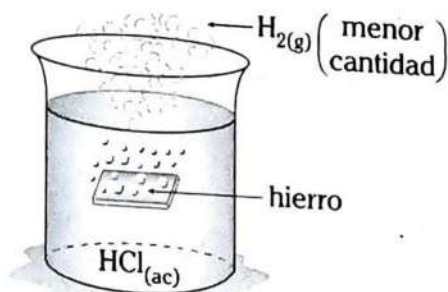
4.4. NATURALEZA DEL REACTANTE

La velocidad de reacción está muy relacionada con la mayor o menor reactividad de la sustancia. El magnesio reacciona más rápido que el hierro en virtud de que sus átomos son más grandes y tienden a perder electrones con mayor facilidad.

Ejemplo



- Se produce mayor cantidad de $H_2(g)$.
- El magnesio se consume rápidamente.

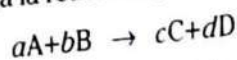


- Se produce menor cantidad de $H_2(g)$.
- El hierro se consume poco a poco.

5. Ley de velocidad

En 1864, los químicos noruegos Cato M. Guldberg y Peter Waage propusieron la ley de acción de masas, que describe la velocidad de una reacción relacionada con la concentración de los reactivos. La ley de acción de masas establece que la velocidad de una reacción es proporcional a la concentración molar de los reactivos elevados a alguna potencia.

Para la reacción general



la ley de la velocidad tiene la siguiente forma:

$$v = k[A]^x[B]^y$$

donde

- x : orden de reacción con respecto a la sustancia A
- y : orden de reacción con respecto a la sustancia B
- $x+y$: orden global de la reacción
- k : constante específica de velocidad

Sean x e y números que se determinan experimentalmente y, en general, no son iguales a los coeficientes estequiométricos a y b .

NOTA

- Las leyes de la velocidad siempre se determinan en forma experimental.
- Sabiendo la concentración de los reactivos y la velocidad inicial, es posible determinar el orden de una reacción y la constante de velocidad de la reacción.

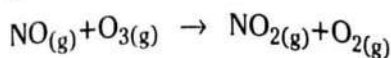
6. Mecanismos de reacción

Un mecanismo de reacción describe cómo ocurre la reacción. Explica el orden de ruptura y formación de enlaces, y los cambios en las posiciones relativas de los átomos en el curso de la reacción.

6.1. REACCIÓN ELEMENTAL

Es aquella reacción que se desarrolla en una sola etapa. La transformación de reactantes en producto es en un solo paso.

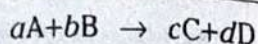
Ejemplo



La fórmula de la ley de velocidad es

$$v = k[NO]^x[O_3]^y$$

Si la siguiente reacción general es elemental



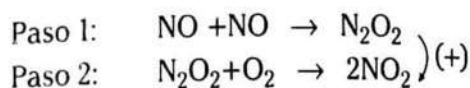
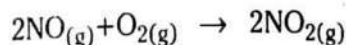
entonces la ley de la velocidad es

$$v = k[A]^a[B]^b$$

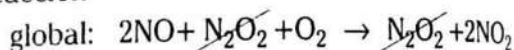
6.2. REACCIÓN NO ELEMENTAL

Es aquella reacción que se desarrolla en dos o más etapas elementales. En cada paso o reacción elemental se producen especies intermedias pero en la ecuación global no aparecen.

Veamos la siguiente reacción química:



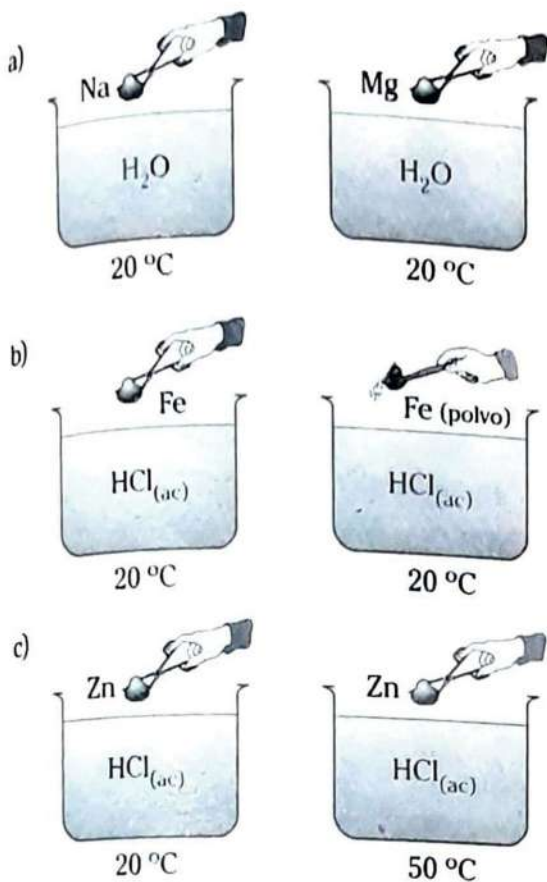
Reacción



PROBLEMAS RESUELTOS

Problema N.º 1

A continuación tenemos tres experimentos en donde se utilizan masas iguales de cada elemento. Indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda.



- I. En (a), el sodio reacciona más lento que el magnesio.
- II. En (b), la reacción de desplazamiento del hidrógeno del ácido se lleva a cabo en el mismo tiempo, pues se trata del mismo reactante.
- III. En (c), la reacción libera oxígeno del agua (solvente presente con el ácido) y ocurre más rápido a 50 °C.
- IV. En las tres situaciones se libera hidrógeno gaseoso, y solamente en (c) hay diferencias en la velocidad de reacción.

Resolución

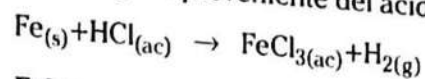
En cada una de las situaciones, las reacciones se llevan a cabo a diferentes velocidades. Debemos recordar para ello qué factor o factores están influenciados de manera específica.

I. Falso

A igual condición de temperatura, el sodio es más reactivo que el magnesio, pierde electrones con mayor facilidad. En general, la reactividad del grupo IA es mayor que el grupo IIA.

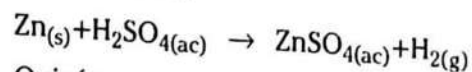
II. Falso

La velocidad depende del grado de división del hierro; al estar más dividido, la reacción ocurre más rápido. En esta reacción se libera hidrógeno proveniente del ácido.

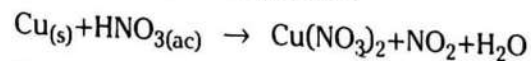


III. Falso

Si bien la reacción ocurre más rápido a mayor temperatura, la proposición es incorrecta pues no hay liberación de oxígeno sino de hidrógeno, como en el ejemplo anterior. Si el ácido a utilizarse fuese el H₂SO_{4(ac)}, la ecuación será



Quizás pensemos que en todas las reacciones en donde participa un ácido con un metal siempre se libera hidrógeno, la práctica indica que no siempre es así, por ejemplo en la reacción siguiente:



No se libera hidrógeno; sin embargo, los ejemplos anteriores son casos generales.

IV. Falso

La diferencia en las velocidades se dan en las tres reacciones.

Problema N.º 2

Indique el enunciado correcto.

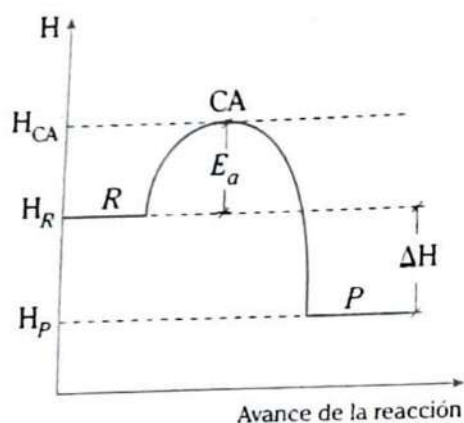
- I. La teoría de las colisiones establece que todos los choques son efectivos.
- II. La energía ganada por los reactantes para formar el complejo activado se denomina energía de activación.
- III. El proceso de activación siempre libera energía.
- IV. La diferencia entre la energía de los reactantes menos la de los productos es la energía de la reacción.
- V. La diferencia entre la energía de los productos y la energía de los reactantes es la energía de activación.

Resolución

I. Incorrecto

Durante una reacción química, las moléculas de los reactantes experimentan choques (condición básica que facilita la ruptura de enlaces químicos). Algunos son efectivos; es decir, favorecen la ruptura de enlaces, pero no necesariamente todos los serán.

II. Correcto



E_a : energía de activación (energía absorbida por los reactivos hasta alcanzar el estado del complejo activado, CA)

$$E_a = H_{CA} - H_R$$

III. Incorrecto

Siempre se absorbe energía (proceso endotérmico).

IV. Incorrecto

ΔH_R : calor de reacción o entalpía de reacción (energía involucrada, absorbida o liberada durante el desarrollo de una reacción)

$$\Delta H_R = H_P - H_R$$

V. Incorrecto

La energía de activación se cuantifica así:

$$E_a = H_{CA} - H_R$$

Problema N.º 3

Respecto a la cinética química, indique la secuencia correcta de verdadero (V) o falso (F).

- I. A mayor concentración de los reactantes, mayor velocidad de reacción.
- II. La velocidad de reacción se ve afectada por el estado físico de los reactantes.
- III. Los catalizadores no alteran la velocidad de reacción.

Resolución

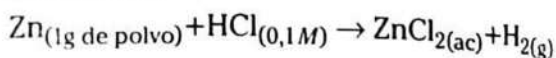
I. Verdadero

Según la ley de acción de masas, a mayor concentración de reactantes, mayor será la velocidad de reacción.

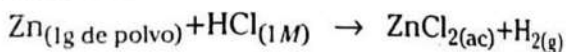
Ejemplo

Para las siguientes ecuaciones llevadas a la misma temperatura y con igual masa y finura del reactivo sólido, tenemos

Reacción 1



Reacción 2

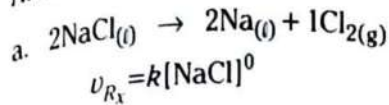


Como la concentración del HCl es mayor en la reacción 2, entonces se cumple

$$v_2 > v_1$$

II. Verdadero

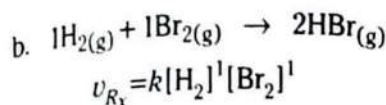
Analicemos los siguientes casos:



Para sólidos y líquidos puros, el orden de reacción es nulo (cero).

$$v_{R_x} = k$$

La velocidad de la reacción depende de la constante de velocidad.

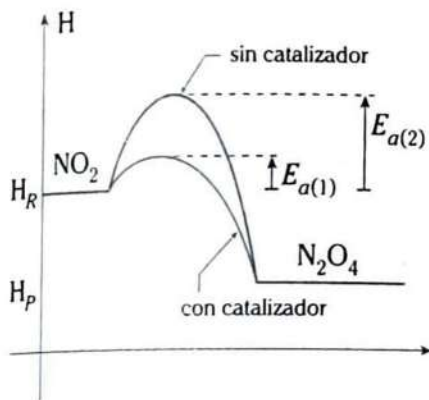


Para sustancias gaseosas, la velocidad de reacción sí depende de la concentración molar, y el orden de reacción depende de los coeficientes estequiométricos.

III. Falso

Los catalizadores sí modifican los valores de la velocidad de reacción, pues modifican el valor de la energía de activación (E_a).

A menor $E_a \rightarrow$ mayor velocidad



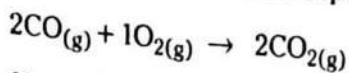
Del gráfico se deduce que como

$$E_{a(1)} < E_{a(2)}$$

$$\rightarrow v_{R_x(1)} > v_{R_x(2)}$$

Problema N.º 4

La siguiente reacción química se lleva a cabo en un recipiente de 2 L de capacidad:



Si en cierto instante se comprueba que el monóxido de carbono (CO) se consume a razón de 4,2 g/s, determine la velocidad de consumo del oxígeno, en mol/Lxs, en ese instante de tiempo.

Resolución

Las velocidades del CO y del O_2 son velocidades promedio. Para la reacción anterior se cumple la siguiente relación:

$$\frac{v_{\text{CO}}}{2} = \frac{v_{\text{O}_2}}{1} \rightarrow v_{\text{O}_2} = \frac{v_{\text{CO}}}{2} \quad (*)$$

Se procederá a calcular la velocidad del CO en mol/Lxs. Para ello consideramos como instante de tiempo transcurrido 1 s.

$$\text{En 1 s el consumo es } \begin{cases} 4,2 \text{ g CO} \times \frac{1 \text{ mol CO}}{28 \text{ g CO}} \\ \text{o} \\ 0,15 \text{ mol CO} \end{cases}$$

Lo anterior, expresado en concentración molar, será

$$\frac{0,15 \text{ mol CO}}{2 \text{ L}} = 0,075 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

La velocidad promedio de consumo del CO será

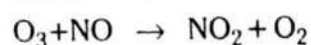
$$v_{\text{CO}} = 0,075 \text{ mol/Lxs}$$

Reemplazamos en (*)

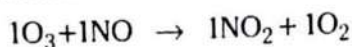
$$v_{\text{O}_2} = 0,0375 \text{ mol/Lxs}$$

Problema N.º 5

Calcule k para la reacción elemental



si se sabe que la velocidad de reacción es de $5,4 \times 10^{-7} \text{ mol/L} \cdot \text{s}$ cuando las concentraciones de O_3 y NO son $1,0 \times 10^{-2}$ y $2,0 \times 10^{-1} \text{ M}$, respectivamente

Resolución

Para la ecuación, la ley de velocidad es

$$v_{R_x} = k[\text{O}_3]^1[\text{NO}]^1$$

Reemplazamos valores

$$5,4 \times 10^{-7} \frac{\text{M}}{\text{s}} = k(1,0 \times 10^{-2} \text{ M})(2,0 \times 10^{-1} \text{ M})$$

$$k = \frac{5,4 \times 10^{-7}}{2,0 \times 10^{-3} \text{ M} \times \text{s}}$$

$$\therefore k = 2,7 \times 10^{-4} \text{ M}^{-1} \text{ s}^{-1}$$

POSTULO A
SOY PRE
TEAM POSTULANTES

Problema N.º 6

Para la reacción $2\text{A} + \text{B}_2 \rightarrow 2\text{AB}$

Indique la expresión de la ley de la velocidad y el orden respecto a A.

Resolución

Recordar que

$a\text{A} + b\text{B} \rightarrow c\text{C}$ (ecuación de reacción elemental en fase gaseosa)

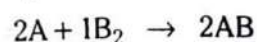
$v_{R_x} = k[\text{A}]^a[\text{B}]^b$ (expresión de la ley de velocidad)

donde

- a : orden de reacción respecto de A
- b : orden de reacción respecto de B

$(a+b)$ = orden de reacción total

En el problema



Por lo tanto, la expresión de la ley de velocidad es $v = k[\text{A}]^2[\text{B}_2]$ y el orden de reacción respecto de A es dos.

PROBLEMAS PROPUESTOS

NIVEL BÁSICO

1. En la combustión completa del metano (CH_4), se ha consumido 24 M de CH_4 en 5 s. Calcule la velocidad de reacción del comburente.

A) $4,8 \text{ M} \cdot \text{s}$ B) $4,8 \text{ M} \cdot \text{s}^{-1}$ C) $2,4 \text{ M/s}^{-1}$
D) $9,6 \text{ mol} \cdot \text{L} \cdot \text{s}$ E) $9,6 \text{ M/s}$

2. La velocidad de una reacción en fase gaseosa, en general, varía con
- el cambio de la presión.
 - el cambio de la temperatura.
 - el cambio de la concentración.
 - la presencia de un catalizador.

A) solo I B) II y IV C) I, III y IV
D) todos E) I, II y IV

3. Si las reacciones
 $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$ y $2\text{A} + 2\text{B} \rightarrow 2\text{C}$
son elementales, podemos afirmar que
- son las mismas.
 - son diferentes.
 - la primera reacción implica el choque de dos partículas, mientras que en la segunda de cuatro.

Indique las afirmaciones correctas.

A) solo I B) solo II C) solo III
D) I y II E) II y III

4. La ley de velocidad para la reacción
 $\text{A} \rightarrow \text{B}$ es de la forma $v = k[\text{A}]^x$
Utilizando los datos de la tabla adjunta, encuentre el orden de la reacción total.

[A] (mol/L)	v_t (mol/L·s)
0,1	6×10^{-4}
0,2	$2,4 \times 10^{-3}$

A) 1 B) 2 C) 1/2
D) 0 E) 3

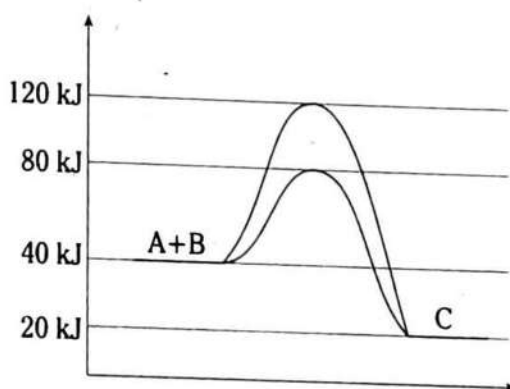
NIVEL INTERMEDIO

5. Considerando los siguientes datos para la descomposición del pentóxido de dinitrógeno (N_2O_5) a 57°C , calcule la velocidad de descomposición media entre 4 y 8 min.

$[\text{N}_2\text{O}_5]$ (mol·L ⁻¹)	Tiempo (min)
0,160	0
0,126	2
0,099	4
0,078	6
0,061	8

A) $-9,5 \times 10^{-3} \text{ M} \times \text{min}$
B) $0,095 \text{ mol} \times \text{L}^{-1} \times \text{min}^{-1}$
C) $-9,5 \times 10^{-2} \text{ M} \times \text{min}^{-1}$
D) $1,9 \times 10^{-3} \text{ mol} \times \text{L}^{-1} \times \text{min}^{-1}$
E) $9,5 \times 10^{-3} \text{ M} \times \text{min}^{-1}$

6. El gráfico muestra dos caminos posibles para una cierta reacción: $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$. Uno de ellos corresponde a la reacción en presencia de un catalizador positivo.



¿Cuánto será el valor de la energía de activación para la reacción sin la intervención del catalizador?

A) 40 kJ B) 80 kJ C) 20 kJ
D) 60 kJ E) 100 kJ

7. En la reacción $A + B \rightarrow C$, al duplicar solo $[A]$, la velocidad de la reacción, W , se duplica. Al duplicar solo $[B]$, W se cuatricula. Entonces, la velocidad de la reacción se puede expresar a través de la ecuación

- A) $W = k[A]^2[B]^2$ B) $W = k[A]^2[B]^4$
 C) $W = k[A][B]^2$
 D) $W = k^2[A]^2[B]^4$ E) $W = k^2[A]^2[B]^2$

UNMSM 2005-I

8. Se midió la velocidad inicial para la reacción del NO con el O_2 a $25^\circ C$
 $2NO_{(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2NO_{2(g)}$ y se obtuvieron los siguientes datos:

Velocidad inicial (mol/L·s)	[NO]	[O ₂]
0,057	0,02	0,02
0,228	0,04	0,02
0,028	0,02	0,01

Determine el orden de la reacción y la constante de velocidad.

- A) $3; 7 \cdot 10^3$ B) $2; 0,7 \cdot 10^4$ C) $3; 0,7 \cdot 10^3$
 D) $3; 7 \cdot 10^4$ E) $2; 7 \cdot 10^4$

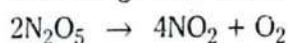
UNMSM 2007-I

9. La reacción elemental de segundo orden $2A \rightarrow B + C$ se produce en una sola etapa en fase gas con velocidad v . Si la presión inicial de A se duplica, manteniendo la temperatura constante, la velocidad de la reacción directa será

- A) $3,0 v$ B) $2,0 v$ C) $1/2 v$
 D) $1/4 v$ E) $4,0 v$

UNMSM 2008-I

10. Para la siguiente ecuación química:



se tiene su ecuación de velocidad

$$v = k[N_2O_5]$$

Entonces podemos afirmar como correcto que

- I. se trata de una reacción elemental.
 II. la velocidad de la reacción varía al modificarse la concentración del reactante.
 III. el orden de la reacción es dos.

- A) solo I B) solo II C) I y II
 D) II y III E) todos

11. Para la reacción hipotética $X + Y \rightarrow Z$, se obtuvieron los siguientes datos experimentales:

Experimento	[X]	[Y]	v_0 (M/s)
1	0,030	0,01	$1,2 \times 10^{-8}$
2	0,060	0,01	$2,4 \times 10^{-8}$
3	0,030	0,02	$4,8 \times 10^{-8}$

Indique el orden de reacción.

- A) 1 B) 2 C) 3
 D) N.A. E) 1/2

12. A partir de los datos experimentales de concentración y velocidad inicial, escriba la ecuación de velocidad para la siguiente reacción: $3A + 2B + C \rightarrow P$

Experimento	[A] (mol/L)	[B] (mol/L)	[C] (mol/L)	Velocidad inicial (mol/L·s)
1	0,2	0,05	0,1	4×10^{-5}
2	0,2	0,10	0,2	$3,2 \times 10^{-4}$
3	0,1	0,10	0,1	4×10^{-5}
4	0,2	0,05	0,2	$1,6 \times 10^{-4}$

- A) $v = k[A][B][C]^2$ B) $v = k[A]^2[B][C]^2$
 C) $v = k[A]^2[B][C]$
 D) $v = k[A][B]^{1/2}[C]^2$ E) $v = k[A]$

Equilibrio químico

Capítulo XVII

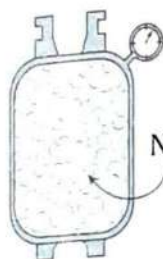
OBJETIVOS

- Estudiar las reacciones químicas en equilibrio y conocer sus principales características.
- Estudiar y aplicar el principio de Le Chatelier.

1. Definición

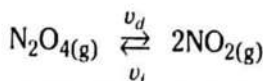
Es aquella reacción química donde los reactivos se transforman en productos, y los productos en reactivos; es decir, son reacciones reversibles. Ambas reacciones ocurren a igual velocidad. Todo equilibrio químico ocurre a una cierta temperatura y, generalmente, en recipientes cerrados.

Ejemplo



A una temperatura relativamente alta, las moléculas de N_2O_4 se descomponen para formar NO_2 ; simultáneamente otras moléculas de NO_2 se combinan para formar N_2O_4 . Las velocidades de reacción son iguales. El equilibrio químico se establece a partir de datos experimentales.

Supongamos que los siguientes datos se han obtenido en un laboratorio a 500 K.



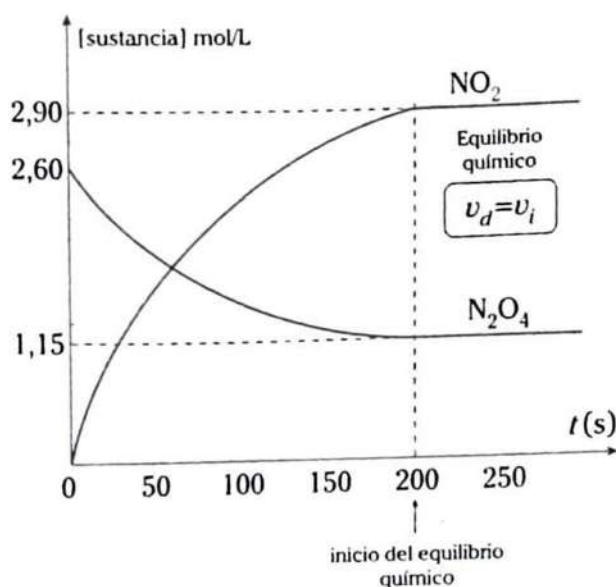
inicio $t=0$	2,60 M	0
$t=50$ s	2,00 M	1,20 M
$t=100$ s	1,60 M	2,00 M
$t=150$ s	1,30 M	2,60 M
$t=200$ s	1,15 M	2,90 M
$t=250$ s	1,15 M	2,90 M
⋮	⋮	⋮

A partir de 200 s, la reacción está en equilibrio.

2. Características

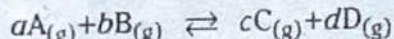
- Los reactivos y productos coexisten en el mismo recipiente; es decir, forman una mezcla en mutuo dinamismo e interconversión.
- La velocidad de reacción directa (v_d) y la velocidad de reacción inversa (v_i) son iguales.
- La concentración molar de las sustancias se mantiene constante.
- La presión parcial de los gases se mantiene constante.
- Las reacciones directa ($\rightarrow$) e inversa ($\leftarrow$) continúan ocurriendo, no se paralizan; es decir, el equilibrio químico es dinámico.

Respecto a los datos experimentales se obtiene el siguiente gráfico:



3. Constante de equilibrio (K)

Sea la siguiente reacción química en equilibrio a una cierta temperatura.



La expresión de la constante de equilibrio se define así:

$$K_c = \frac{[\text{C}]^c [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a [\text{B}]^b}$$

$$K_p = \frac{(P_C)^c (P_D)^d}{(P_A)^a (P_B)^b}$$

donde

- K_c : constante de equilibrio en función de las concentraciones molares
- K_p : constante de equilibrio en función de presiones parciales de los gases
- P_A, P_B, P_C, P_D : presiones parciales de los gases en equilibrio (unidad: atm)
- $[\text{A}], [\text{B}], [\text{C}], [\text{D}]$: concentraciones molares de las sustancias en equilibrio (unidad: mol/L)

Relación entre K_p y K_c

Para la reacción general anterior, se cumple

$$K_p = K_c (R \cdot T)^{\Delta n}$$

donde

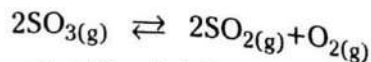
- T : temperatura de la reacción en equilibrio (en kelvin)
- R : constante de los gases ideales
 $R = 0,082 \text{ atm} \times \text{L/mol} \times \text{K}$
- Δn : diferencia de moles de los gases

$$\Delta n = \underbrace{(c + d)}_{\text{coeficientes de los productos gaseosos}} - \underbrace{(a + b)}_{\text{coeficientes de los reactantes gaseosos}}$$

- Si $\Delta n = 0 \rightarrow K_p = K_c$
- Si $\Delta n > 0 \rightarrow K_p > K_c$
- Si $\Delta n < 0 \rightarrow K_p < K_c$

Aplicación 1

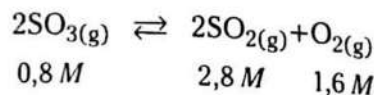
La siguiente reacción se encuentra en equilibrio a 500 K:



Si la concentración del O_2 es 1,6 M, del SO_2 es 2,8 M y del SO_3 es 0,8 M, ¿cuál es el valor de K_c y K_p ?

Resolución

En la siguiente reacción en equilibrio químico se tiene



Cálculo de la K_c

$$K_c = \frac{[\text{SO}_2]^2 [\text{O}_2]}{[\text{SO}_3]^2} = \frac{(2,8)^2 \times 1,6}{(0,8)^2} = 19,6$$

Cálculo de la K_p

$$K_p = K_c (R \cdot T)^{\Delta n} ; \Delta n = 1$$

Datos:

- $R = 0,082 \text{ atm} \times \text{L/mol} \times \text{K}$
- $T = 500 \text{ K}$

Reemplazamos

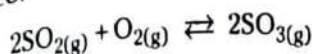
$$K_p = 19,6(0,082 \times 500)^1 \rightarrow K_p = 803,6$$

$$\therefore K_c = 19,6 \text{ y } K_p = 803,6$$

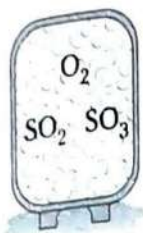
4. Tipos

4.1. EQUILIBRIO HOMOGÉNEO

Todas las sustancias se encuentran en el mismo estado físico.



Para



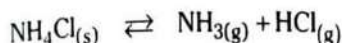
Se cumple

$$\bullet K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 [\text{O}_2]}$$

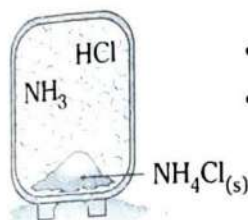
$$\bullet K_p = \frac{[P_{\text{SO}_3}]^2}{[P_{\text{SO}_2}]^2 \times P_{\text{O}_2}}$$

4.2. EQUILIBRIO HETEROGÉNEO

Las sustancias se encuentran en diferentes estados físicos.



Para



Se cumple

$$\bullet K_c = [\text{NH}_3][\text{HCl}]$$

$$\bullet K_p = P_{\text{NH}_3} \times P_{\text{HCl}}$$

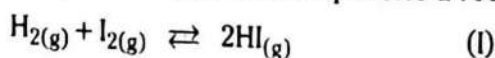
NOTA

- Las concentraciones de sólidos o líquidos puros se mantienen, prácticamente, constantes, y como regla práctica se considera que es igual a 1. Por esta razón, no es necesario que los sólidos o líquidos aparezcan en la expresión de la constante de equilibrio.
- Los valores de la constante de equilibrio (K_c o K_p) no tienen unidades.

5. Dependencia del valor de la constante de equilibrio con la ecuación química

El valor de la constante de equilibrio a una temperatura dada no depende de las cantidades iniciales de reactivos y productos, depende de cómo se escribe el equilibrio de la reacción y varía solo con la temperatura.

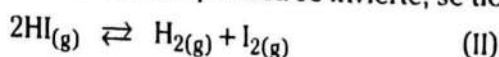
Sea la siguiente reacción en equilibrio a 700 K



de donde $K_{(\text{I})} = 54$

A partir de esta reacción se cumplen las siguientes propiedades:

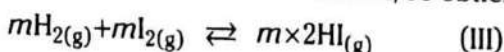
- a. Si la ecuación química se invierte, se tiene



Se cumple $K_{(\text{II})} = \frac{1}{K_{(\text{I})}}$, luego reemplazamos

$$K_{(\text{II})} = \frac{1}{54} = 1,85 \times 10^{-2}$$

- b. Si la ecuación química (I) se multiplica por un número m entero o fracción, se obtiene

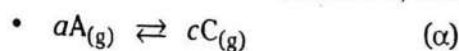


Se cumple $K_{(\text{III})} = K_{(\text{I})}^m$

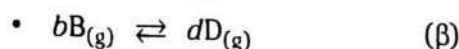
$$\bullet \text{ Si } m=2 \rightarrow K_{(\text{III})} = (54)^2 = 2916$$

$$\bullet \text{ Si } m=1/2 \rightarrow K_{(\text{III})} = (54)^{1/2} = 7,348$$

- c. Si dos ecuaciones en equilibrio se suman para obtener una ecuación total, entonces

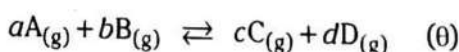


de donde $K_{(\alpha)} = 2 \times 10^{-2}$



de donde $K_{(\beta)} = 4 \times 10^{-1}$

Sumamos (α) y (β)



Se cumple

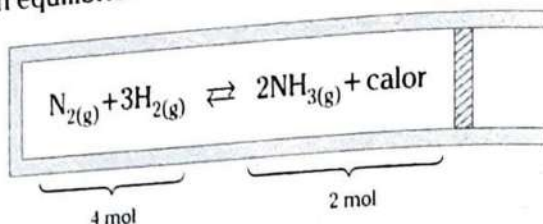
$$K_{(\theta)} = K_{(\alpha)} \times K_{(\beta)} \rightarrow K_{(\theta)} = (2 \times 10^{-2})(4 \times 10^{-1})$$

$$\therefore K_{(\theta)} = 8 \times 10^{-3}$$

6. Principio de Le Chatelier

Cuando un sistema químico se encuentra en equilibrio, la temperatura, la concentración de las sustancias y las presiones parciales de los gases se mantienen constantes. El equilibrio químico se puede alterar si se agrega o retira un reactivo o producto, si cambia la temperatura o si se modifica la presión de los gases. El principio de Le Chatelier plantea que si un sistema en equilibrio es perturbado por un agente externo, el sistema desplaza su posición de equilibrio (hacia la derecha o izquierda) de modo que se contrarreste el efecto del agente perturbador.

Sea la siguiente reacción en equilibrio:



Perturbación externa	Oposición del sistema	Sentido de la reacción	Consecuencias
Se agrega cierta cantidad de $\text{N}_{2(g)}$.	El sistema consume parte del $\text{N}_{2(g)}$.	→	• Se consume $\text{H}_{2(g)}$. • Se produce $\text{NH}_{3(g)}$.
Se retira cierta cantidad de $\text{H}_{2(g)}$.	El sistema produce $\text{H}_{2(g)}$.	←	• Se consume $\text{NH}_{3(g)}$. • Se produce $\text{N}_{2(g)}$.
Se retira parte del $\text{NH}_{3(g)}$.	El sistema produce $\text{NH}_{3(g)}$.	→	• Se consumen $\text{H}_{2(g)}$ y $\text{N}_{2(g)}$.
El volumen del reactor aumenta (la presión de los gases disminuye).	El sistema aumenta la presión de los gases (produce mayor número de moles gaseosos).	←	• Se consume NH_3. • Se producen H_2 y N_2.
Se enfría el sistema (se retira calor).	El sistema produce calor.	→	• Se consumen N_2 y H_2. • Se produce NH_3.

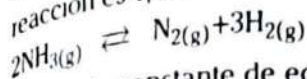
NOTA

- La adición de un catalizador o de un inhibidor no altera el equilibrio químico.
- En un equilibrio heterogéneo, si se adiciona o se retira un sólido, el equilibrio químico no se altera.
- El cambio de volumen del reactor altera la presión parcial de los gases. Sin embargo, si la diferencia de moles de los gases es cero ($\Delta n = 0$), el equilibrio químico no se altera.
- Si se altera la temperatura del sistema químico, la constante de equilibrio cambia.

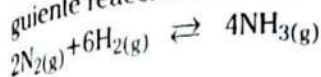
PROBLEMAS RESUELTOS

Problema N.º 1

La constante de equilibrio K_p a 1000 K para la reacción es 1,25.

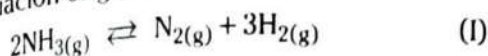


Calcule la constante de equilibrio K_p para la siguiente reacción a 1000 K.



Resolución

Teniendo en cuenta los cambios a realizarse en el valor de la constante de equilibrio, debido a la expresión de su ecuación y a $T = \text{cte.}$, tenemos ecuación original



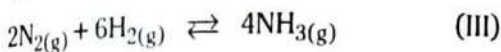
$$\text{de donde } K_{p(\text{I})} = 1,25 = \frac{5}{4}$$

Al ser invertido



$$\text{de donde } K_{p(\text{II})} = \frac{1}{K_p} = \frac{4}{5}$$

Al duplicarse los coeficientes

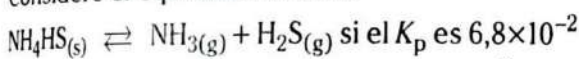


$$\text{de donde } K_{p(\text{III})} = [K_{p(\text{II})}]^2 = \left(\frac{4}{5}\right)^2$$

$$\therefore K_{p(\text{III})} = \frac{16}{25} = 0,64$$

Problema N.º 2

Considere el equilibrio a 295 K



y la presión parcial del amoníaco es $2,0 \times 10^2$ atm.

Indique la presión parcial del H_2S .

Resolución

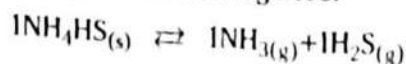
Datos:

$$K_p = 6,8 \times 10^{-2}$$

$$P_{\text{NH}_3} = 2,0 \times 10^2 \text{ atm}$$

Incógnita: $P_{\text{H}_2\text{S}} = ?$

Para el equilibrio heterogéneo:



$$K_p = P_{\text{NH}_3} \times P_{\text{H}_2\text{S}}$$

Reemplazamos

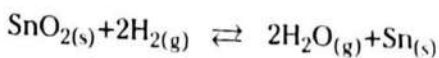
$$6,8 \times 10^{-2} = 2,0 \times 10^2 \times P_{\text{H}_2\text{S}}$$

$$P_{\text{H}_2\text{S}} = \frac{6,8 \times 10^{-2}}{2,0 \times 10^2} \text{ atm}$$

$$\therefore P_{\text{H}_2\text{S}} = 3,4 \times 10^{-4} \text{ atm}$$

Problema N.º 3

La presión total para el siguiente sistema en equilibrio es 2,8 atm:

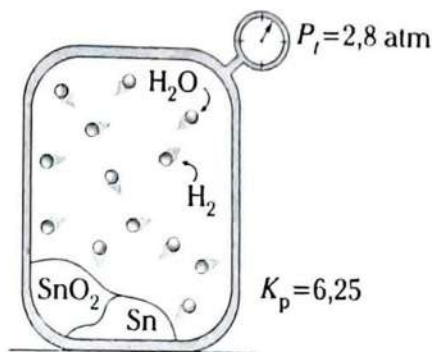


Si la constante de equilibrio es 6,25, ¿cuál es la presión parcial del H_2 ?

Resolución

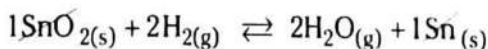
En un sistema en equilibrio, coexisten tanto los reactivos como los productos.

La presión del sistema depende, principalmente, de los gases presentes.



$$P_t = P_{\text{H}_2} + P_{\text{H}_2\text{O}} = 2,8 \text{ atm}$$

De la ecuación en equilibrio heterogéneo



Se cumple que

$$K_p = \left(\frac{P_{H_2O}}{P_{H_2}} \right)^2$$

$$6,25 = \left(\frac{P_{H_2O}}{P_{H_2}} \right)^2 \rightarrow \frac{625}{100} = \left(\frac{25}{10} \right)^2 = \left(\frac{P_{H_2O}}{P_{H_2}} \right)^2$$

Sacando raíz cuadrada, tenemos

$$P_{H_2O} = 2,5 P_{H_2}$$

Además se sabe que

$$P_t = P_{H_2} + P_{H_2O} = 2,8 \text{ atm}$$

$$P_{H_2} + 2,5 P_{H_2O} = 2,8$$

$$P_{H_2} = \frac{2,8}{3,5} = \frac{28}{35} = \frac{4}{5} = 0,8$$

$$\therefore P_{H_2} = 0,8 \text{ atm}$$

Problema N.º 4

En un recipiente se coloca inicialmente 1 mol de $CO_{2(g)}$ y 1 mol de $H_{2(g)}$. Si la constante de equilibrio K_p es $4/9$, ¿cuántas moles de CO_2 hay en el equilibrio?



Resolución

Analizamos los coeficientes de la reacción para los datos del CO_2 y H_2 . Como la relación de moles es de 1 a 1, la cantidad consumida y formada (de CO y H_2O) será la misma.

	$1CO_{2(g)} + 1H_{2(g)} \rightleftharpoons 1CO_{(g)} + 1H_2O_{(g)}$			
Inicio	1 mol	1 mol	0	0
Cambio	-x mol	-x mol	+x mol	+x mol
Equilibrio	(1-x) mol	(1-x) mol	x mol	x mol

Sea V el volumen del recipiente. Entonces las concentraciones molares de cada sustancia serán

$$[CO_2] = \frac{1-x}{V}; [H_2] = \frac{1-x}{V}; [CO] = \frac{x}{V} \text{ y } [H_2O] = \frac{x}{V}$$

$$K_c = \frac{[CO][H_2O]}{[CO_2][H_2]} \rightarrow K_c = \frac{\left(\frac{x}{V}\right)\left(\frac{x}{V}\right)}{\left(\frac{1-x}{V}\right)\left(\frac{1-x}{V}\right)} = \frac{x^2}{(1-x)^2}$$

$$\text{Como } \Delta n = 0 \rightarrow K_p = K_c$$

$$\rightarrow \frac{4}{9} = \frac{x^2}{(1-x)^2} = \left(\frac{x}{1-x} \right)^2 \rightarrow \frac{2}{3} = \frac{x}{1-x}$$

$$2 - 2x = 3x \rightarrow x = \frac{2}{5}$$

Hallamos el número de moles de CO_2 en el equilibrio

$$n_{CO_2} = 1 - x = 1 - \frac{2}{5} = \frac{3}{5}$$

Por lo tanto, en el equilibrio hay $3/5$ mol o 0,6 mol.

Problema N.º 5

En un recipiente de 4 L se coloca 1 mol de $SO_{3(g)}$, luego se calienta hasta cierta temperatura. Una vez establecido el equilibrio, se comprueba que se ha disociado el 60%. ¿Cuál es el valor de K_c ? $2SO_{3(g)} \rightleftharpoons 2S_{(s)} + 3O_{2(g)}$

Resolución

Como el equilibrio es heterogéneo, para el cálculo del K_c nos concentraremos en las sustancias gaseosas.

	$2SO_{3(g)} \rightleftharpoons 2S_{(s)} + 3O_{2(g)}$		
Inicio	1 mol	0	0
Cambio	-0,6 mol	+0,6 mol	+0,9 mol
Equilibrio	0,4 mol	0,6 mol	0,9 mol

Se sabe que
% disociación = 60 %

$$\rightarrow n_{\text{SO}_3}(\text{descompuesto}) = \frac{60}{100} 1 \text{ mol} = 0,6 \text{ mol}$$

Al descomponerse 0,6 mol SO_3 , se forma 0,6 mol de azufre y 0,9 mol de O_2 .

Luego calculamos las concentraciones en el equilibrio

$$\bullet [\text{SO}_3] = \frac{0,4 \text{ mol}}{4 \text{ L}} = 0,1 \text{ M}$$

$$\bullet [\text{O}_2] = \frac{0,9 \text{ mol}}{4 \text{ L}} = 0,225 \text{ M}$$

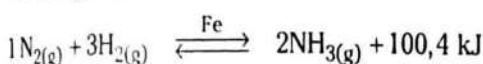
Luego

$$K_c = \frac{[\text{O}_2]^3}{[\text{SO}_3]^2} = \frac{(0,225 \text{ M})^3}{(0,1 \text{ M})^2} = 1,139$$

$$\therefore K_c = 1,14$$

Problema N.º 6

¿Qué alteraciones realizadas sobre el equilibrio químico permitirían incrementar el rendimiento de la siguiente reacción?

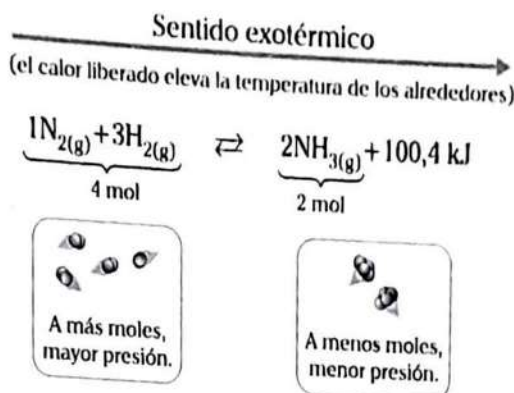


- I. Aumentar la presión.
- II. Aumentar la temperatura.
- III. Adicionar nitrógeno.
- IV. Adicionar catalizador de hierro.

Resolución

Incrementar el rendimiento de una reacción implica favorecer la formación de productos (sentido directo de la reacción $\rightarrow$). Con el principio de Le Chatelier, podemos predecir hacia qué sentido estaría la reacción neta como respuesta a la alteración (perturbación externa) realizada sobre el equilibrio.

Analicemos la ecuación en el sentido directo



Entonces disminuyendo el número de moles gaseosos, estaremos reduciendo el efecto de incrementar la presión externa.

Según lo anterior, evaluamos cada proposición.

	Perturbación externa	Oposición del sistema químico	Sentido de desplazamiento
I	Aumentar la presión.	Disminuye la presión; se produce menor moles de gas.	$\rightarrow$
II	Aumentar la temperatura (se agrega calor).	Consume calor.	$\leftarrow$
III	Adicionar $\text{N}_{2(g)}$.	Consume nitrógeno.	$\rightarrow$
IV	Adicionar catalizador de Fe.	No altera el estado de equilibrio.	$\rightleftharpoons$

Los catalizadores no perturban la condición de equilibrio, pues al modificar la velocidad de una reacción (sentido directo o inverso) también se modifica la velocidad de reacción en el sentido contrario.

Problema N.º 7

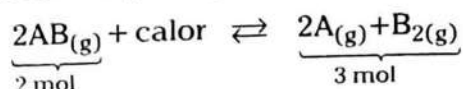
Para el siguiente sistema en equilibrio: $2AB_{(g)} + \text{calor} \rightleftharpoons 2A_{(g)} + B_{2(g)}$

Prediga hacia qué sentido se desplazará el equilibrio.

- I. Disminuir la presión del sistema.
- II. Aumentar la temperatura.
- III. Aumentar la cantidad de moles de A.

Resolución

Este problema tiene que ver con el uso del principio de Le Chatelier.



Para esta ecuación, utilizamos el siguiente formato:

	Perturbación externa	Oposición del sistema	Sentido de la oposición
I	Disminuir la presión del sistema (aumento del volumen).	Aumenta la presión; se produce mayor moles de gas.	→
II	Aumentar la temperatura (se agrega calor).	Consume calor; se disminuye la temperatura.	→
III	Aumentar la cantidad de moles de $A_{(g)}$.	Consume parte de $A_{(g)}$.	←

Observación

En I y III, el equilibrio químico se altera, pero la constante de equilibrio no cambia. En II, la constante de equilibrio aumenta.

PROBLEMAS PROPUESTOS

NIVEL BÁSICO

1. Para el equilibrio $3\text{Fe}_{(s)} + 4\text{H}_2\text{O}_{(g)} \rightleftharpoons \text{Fe}_3\text{O}_{4(s)} + 4\text{H}_{2(g)}$, la expresión de su constante de equilibrio K_c es

- A) $[\text{Fe}]^3 [\text{H}_2\text{O}]^4 / [\text{Fe}_3\text{O}_4] [\text{H}_2]^4$
 B) $[\text{Fe}^{+3}]^3 / [\text{H}_2\text{O}]^4$
 C) $[\text{Fe}_3\text{O}_4] [\text{H}_2]^4 / [\text{Fe}]^3 [\text{H}_2\text{O}]^4$
 D) $[\text{H}_2\text{O}]^4 / [\text{H}_2]^4$
 E) $[\text{H}_2]^4 / [\text{H}_2\text{O}]^4$

UNMSM 2009-I

2. Para la siguiente reacción en fase gaseosa:
 $2\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{C} + 2\text{D} + \text{E}$

Calcule la constante de equilibrio, K_c , cuando las concentraciones molares sean: $[\text{A}] = 0,1$; $[\text{B}] = 0,2$; $[\text{C}] = 0,1$; $[\text{D}] = 0,3$ y $[\text{E}] = 0,1$

- A) 0,3 B) 0,03 C) 0,05
 D) 0,45 E) 2,22

UNMSM 2008-II

3. La constante de equilibrio K_p a 1000 K para la reacción $2\text{NH}_{3(g)} \rightleftharpoons \text{N}_{2(g)} + 3\text{H}_{2(g)}$ es 1,25. ¿Cuánto será el valor del K_p para la reacción $2\text{N}_{2(g)} + 6\text{H}_{2(g)} \rightleftharpoons 4\text{NH}_{3(g)}$ a la misma temperatura?

- A) 0,2 B) 0,64 C) 0,8
 D) 0,32 E) 1,28

4. La presión total para el siguiente sistema en equilibrio: $\text{SnO}_{2(s)} + 2\text{H}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}_{(g)} + \text{Sn}_{(s)}$ es 2,8 atm. Si la constante de equilibrio es 6,25, ¿cuál es la presión parcial del hidrógeno?

- A) 2 atm B) 0,6 atm C) 0,8 atm
 D) 0,2 atm E) 0,4 atm

5. Para el siguiente sistema en equilibrio: $3\text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{O}_{3(g)}$ se tienen 6 mol de O_3 y 2 mol de O_2 siendo la presión total 16 atm. Determine la constante de equilibrio K_p .

- A) 2,45 B) 2,25 C) 4,25
 D) 3,25 E) 3,75

6. ¿Qué cambio se produce en el equilibrio $\text{N}_{2(g)} + 3\text{H}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(g)}$, cuando se adiciona $\text{N}_{2(g)}$?

- A) el equilibrio se desplaza a la derecha
 B) aumenta la concentración de $\text{H}_{2(g)}$
 C) disminuye la concentración de $\text{NH}_{3(g)}$
 D) el equilibrio no se ve afectado
 E) el equilibrio se desplaza a la izquierda

UNMSM 2005-II

7. Para la reacción en equilibrio gaseoso $2\text{ClNO} + \text{calor} \rightleftharpoons 2\text{NO} + \text{Cl}_2$, indique la proposición incorrecta.

- A) Las variaciones de presión alteran el equilibrio mas no el valor de la constante de equilibrio.
 B) La refrigeración del sistema no favorece la reacción directa.
 C) Si retiramos cloro, la reacción se desplaza hacia la derecha.
 D) Si dejamos un catalizador positivo, la reacción se desplaza hacia la derecha.
 E) Comprimiendo el sistema, no favorece el aumento del rendimiento.

NIVEL INTERMEDIO

8. En el siguiente sistema en equilibrio: $\text{CaCO}_{3(s)} \rightleftharpoons \text{CaO}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)}$ la presión de la mezcla en la reacción es 0,105 atm a 350 °C. Si $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K}$, determine el valor de las constantes de equilibrio, K_p y K_c respectivamente.

UNAC 2011-II

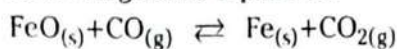
- A) 0,105; $4,86 \cdot 10^{-3}$ B) 0,105; $2,055 \cdot 10^{-3}$
 C) 1,005; $2,005 \cdot 10^{-3}$
 D) 0,105; $2,005 \cdot 10^{-3}$ E) 1,105; $4,86 \cdot 10^{-3}$

9. En un recipiente de 10 L y a 400 K se alcanza el siguiente equilibrio:

$\text{Br}_{2(g)} + \text{Cl}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{BrCl}_{(g)}$. Si en dicho equilibrio se encuentran 2,65 mol de Br_2 y la misma cantidad de Cl_2 si la constante de equilibrio $K_c = 7$, ¿cuál es la concentración, en mol/L, del BrCl ?

- A) 0,7 B) 7,0 C) 4,0
D) 0,4 E) 3,0

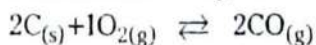
10. Para el siguiente equilibrio:



las concentraciones iniciales de CO y CO_2 son 0,05 M y 0,01 M, respectivamente. Si a cierta temperatura el $K_c = 0,5$, halle la concentración molar del gas carbónico en el equilibrio.

- A) 0,01 B) 0,02 C) 0,03
D) 0,15 E) 0,25

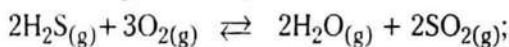
11. En un recipiente de 2 L de capacidad se agrega 0,8 mol de $\text{C}_{(s)}$ y 0,4 mol $\text{O}_{2(g)}$ estableciéndose el siguiente equilibrio:



Si el porcentaje de disociación del O_2 representa el 25%, ¿cuál será la temperatura del sistema sabiendo que la presión en el equilibrio es 10 atm?

- A) 207,8 K B) 127,8 K C) 478,5 K
D) 208,7 K E) 487,8 K

12. Para el siguiente equilibrio:



$\Delta H = -1036 \text{ kJ/mol}$, indique lo incorrecto.

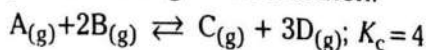
- A) Si se incrementa la presión, se formará más agua.
B) Al refrigerar el sistema, se provoca el consumo de reactantes.

- C) Si el volumen del recipiente disminuye, la reacción se desplaza hacia la derecha.
D) Al aumentar la temperatura, a presión constante, se incrementa el rendimiento de la reacción.
E) Si incrementamos el volumen, la reacción se desplaza de igual forma que si se aumentara la temperatura.

13. Para el siguiente sistema en equilibrio:
 $\text{calor} + \text{C}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)} \rightleftharpoons \text{CO}_{(g)} + \text{H}_{2(g)}$
señale la afirmación correcta.

- A) Al aumentar la presión, se incrementa el valor de la constante de equilibrio.
B) Al aumentar el volumen, la concentración del CO disminuye.
C) Si incrementamos la temperatura, entonces aumenta el rendimiento de la reacción.
D) Al incrementar la concentración del H_2 , entonces la reacción se desplaza hacia la derecha.
E) Al disminuir la temperatura, bajamos la concentración del agua.

14. En un recipiente de 2 L se introduce una mezcla de A, B, C y D, luego de sellarlo se produce la siguiente reacción:



Si después de un cierto tiempo el análisis muestra 8 mol A; 0,5 mol B; 0,5 mol C y 4 mol D, indique verdadero (V) o falso (F).

- I. La reacción aún no ha alcanzado el estado de equilibrio.
II. El equilibrio lo alcanzará consumiendo las sustancias A y B.
III. El equilibrio lo alcanzará disminuyendo la presión del sistema.

- A) VVV B) VFV C) FFV
D) VFF E) FVV

Ácidos y bases

Capítulo XVIII

OBJETIVOS

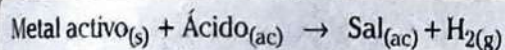
- Identificar las sustancias químicas como ácidos o bases en función de sus propiedades y teorías relacionadas.
- Calcular el potencial de hidrógeno de una solución e interpretar respecto a ellos su nivel de acidez o basicidad.

Las sustancias químicas, inorgánicas como orgánicas, se pueden agrupar según la similitud de sus propiedades; por ejemplo, en funciones químicas. Sin embargo, la agrupación según su carácter ácido o básico es lo que en la química se suele utilizar con más frecuencia.

1. Propiedades generales

1.1. ÁCIDOS

- Poseen sabor agrio, como el zumo de limón, vinagre, entre otros.
- Reaccionan vigorosamente con los metales activos logrando disolverlos y liberando por su parte hidrógeno gaseoso.



Metal activo: IA, IIA, Fe, Ni, Zn...

- Descomponen a los carbonatos y bicarbonatos liberándose $\text{CO}_{2(g)}$.



- Reaccionan con las bases, neutralizándolas y formando sales y agua.

- Sus soluciones acuosas son conductoras de la corriente eléctrica. Se les denominan electrolitos.
- Provocan cambio en la coloración de las sustancias denominadas indicadores colorimétricos ácidos-base. Este aspecto permite identificarlos. Por ejemplo, los ácidos colorean de rojo al papel de tornasol azul.

1.2. BASES

- Poseen sabor amargo, como té, jabón, entre otros.
- Tienen consistencia jabonosa (untuosa) al contacto con la piel.
- Neutralizan los ácidos.
- Sus soluciones acuosas son conductoras de la corriente eléctrica.
- Gran parte de ellos producen irritación a la piel. Son cáusticos.
- Provocan cambios en el color de los indicadores colorimétricos. Por ejemplo, cambian a azul al papel de tornasol rojo, y de rojo grosella a la fenolftaleína incolora.

2. Teorías

Al mencionar las propiedades tanto de sustancias ácidas como básicas, no se plantea una razón lógica para entender el carácter o comportamiento ácido o básico. Por tal motivo se realizaron diferentes teorías que, según diversos criterios, han contribuido en su clasificación.

2.1. TEORÍA DE SVANTE ARRHENIUS

Esta teoría analiza el comportamiento ácido o básico de las sustancias solo si estas se encuentran en medio acuoso, y plantea que las sustancias se ionizan o disocian liberando iones propios de su estructura.

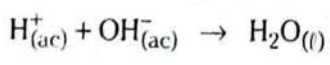
Ácido	Base
Liberan iones hidrógeno (H ⁺).	Liberan iones hidróxido (OH ⁻).

A continuación, se plantea la disociación o ionización de las sustancias al entrar en contacto con el H₂O.

Ejemplos

- $\text{HCl}_{(ac)} \rightarrow \text{H}^+_{(ac)} + \text{Cl}^-_{(ac)}$
ácido monoprótico
- $\text{H}_2\text{SO}_{4(ac)} \rightarrow 2\text{H}^+_{(ac)} + \text{SO}_4^{2-}_{(ac)}$
ácido diprótico
- $\text{NaOH}_{(ac)} \rightarrow \text{Na}^+_{(ac)} + \text{OH}^-_{(ac)}$
base monohidroxilada
- $\text{Ca(OH)}_{2(ac)} \rightarrow \text{Ca}^{+2}_{(ac)} + 2\text{OH}^-_{(ac)}$
base dihidroxilada

Según Arrhenius, la reacción de neutralización ácido-base ocurre de la siguiente manera:

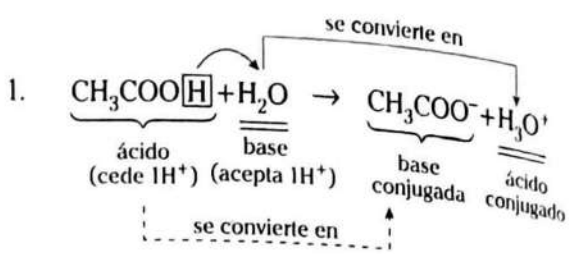


2.2. TEORÍA DE BRÖNSTED-LOWRY (B-L)

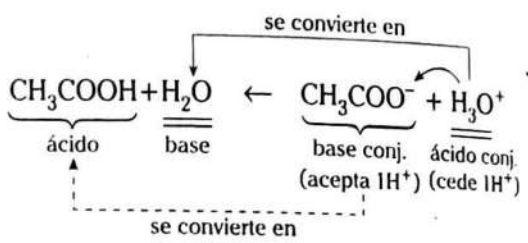
En comparación con la teoría propuesta por Arrhenius, esta teoría es más general, pues permite identificar el carácter ácido o básico de más sustancias. Asimismo, no se resume al H₂O como el único solvente. En esta teoría, se introduce el concepto de reacción de protólisis, y el criterio a considerarse cuando el ácido y la base interactúan tiene que ver con la donación (liberación) y aceptación de protones, H⁺.

Ácido	Base
Es una sustancia donadora de protones.	Es una sustancia aceptora de protones.

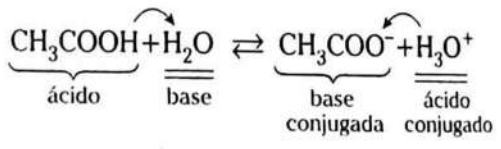
Ejemplos

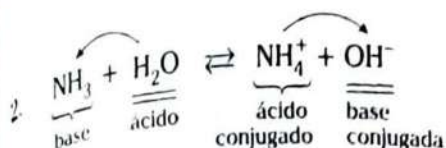


Quizás se pregunte: ¿por qué los productos CH₃COO⁻ y H₃O⁺ son base y ácido, respectivamente? La respuesta tiene que ver con el hecho de que las reacciones son reversibles. De esta manera, el proceso inverso será así:



En general, en una sola ecuación tenemos





En este segundo ejemplo, se demuestra el carácter básico del amoníaco (NH_3) frente al agua, aspecto que si nos apoyamos de la teoría de Arrhenius, podríamos haber dicho que este es un ácido cuando en realidad es finalmente una base.

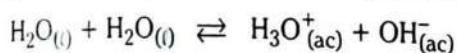
Finalmente se observa que el H_2O tiene doble carácter, es base frente al CH_3COOH pero ácido frente al NH_3 . A este tipo de sustancias se les denomina sustancias anfipróticas.

3. Autoionización o autoprotólisis del agua

El agua es un electrolito muy débil, debido a que se disocia o autoioniza en una cantidad muy pequeña. Es por ello que su solución iónica es de carácter neutro.

Su disociación se puede analizar según

- Brønsted-Lowry mediante la autoprotólisis



- Arrhenius mediante la autoionización



Experimentalmente, a 25 °C, se cumple que

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ M}$$

donde

- $[\text{H}^+]$ representa la concentración molar de los iones hidrógeno.
- $[\text{OH}^-]$ representa la concentración molar de los iones hidróxido.

También se define

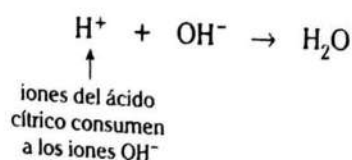
$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

K_w es la constante del producto iónico del agua.

$$K_w^{25^\circ\text{C}} = 10^{-7} \times 10^{-7} = 10^{-14}$$

¿Qué sucede si al agua pura se le agrega una gota de limón?

Se vuelve ácida, ¿verdad? El ácido que viene del limón es el ácido cítrico, uno de sus componentes. Cuando la gota hace contacto con el agua, los ácidos presentes se ionizan incrementando la $[\text{H}^+]$ respecto de la $[\text{OH}^-]$ que estaban presentes. El exceso de iones H^+ (provenientes del limón) neutraliza una parte de los iones OH^- haciendo que su concentración baje.



Como $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$, entonces la solución será ácida; sin embargo, al no modificarse la temperatura, el valor de la K_w debe ser el mismo, es decir que

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

Por ejemplo, si la $[\text{H}^+] = 10^{-5} \text{ M}$

$$\rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-9} \text{ M}$$

Finalmente para la solución ácida $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$ y $[\text{H}^+] > 10^{-7} \text{ M}$

Generalizando, tenemos tres tipos de soluciones.

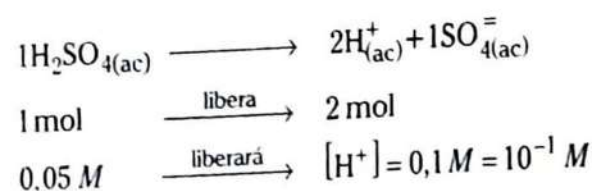
		TIPO DE SOLUCIÓN		
		Solución ácida	Solución neutra y agua pura	Solución básica
Ejemplo		 $\text{HCl}_{(\text{ac})}$	 $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	 $\text{NaOH}_{(\text{ac})}$
	Relación	$[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$ y $[\text{H}^+] > 10^{-7} \text{ M}$	$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$ $= 10^{-7} \text{ M}$	$[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$ y $[\text{OH}^-] > 10^{-7} \text{ M}$

Aplicación 1

¿Cuánto será la $[\text{OH}^-]$ presente en 2 L de $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{ac})}$ 0,05 M?

Resolución

Primero determinamos la $[\text{H}^+]$ que proviene del ácido diprótico.



Si en el enunciado del problema no se tiene como dato la temperatura, se asume 25 °C.

Como

$$\begin{aligned} K_w^{25^\circ\text{C}} &= 10^{-14} = [\text{H}^+][\text{OH}^-] \\ \rightarrow 10^{-14} &= 10^{-1} \times [\text{OH}^-] \\ \therefore [\text{OH}^-] &= 10^{-13} \text{ M} \end{aligned}$$

Entonces para cuantificar el grado de acidez o basicidad, se recurre al conocimiento del valor de pH o pOH de la solución.

4. Potencial de ion hidrógeno (pH)

Es la cantidad adimensional que expresa cuantitativamente el grado de acidez de las soluciones diluidas o aquellas cuya $[\text{H}^+] < 1 \text{ M}$. Para ello se define

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$

donde

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

De manera análoga se define el pOH

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] \text{ y } [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$$

Se cumple además a 25 °C que

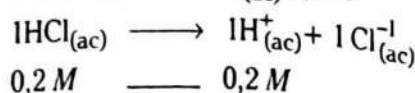
$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Aplicación 2

Para una solución acuosa de HCl 0,2 M, ¿cuál es el valor de su pOH? $\log 2 = 0,3$

Resolución

Hallamos el pH de $\text{HCl}_{(\text{ac})}$ 0,2 M



Como $[\text{H}^+] = 0,2 \text{ M} = 2 \times 10^{-1} \text{ M}$

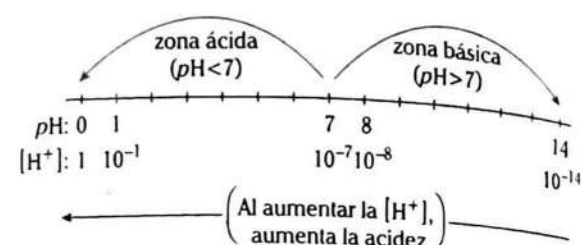
$$\rightarrow \text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(2 \times 10^{-1})$$

Desarrollamos el logaritmo

$$\text{pH} = -[\log 2 + \log 10^{-1}] \rightarrow \text{pH} = -\log 2 + \log 10$$

$$\therefore \text{pH} = -0,3 + 1 = 0,7$$

4.1. ESCALA DE pH



- A menor valor de pH, mayor acidez ($\text{pH} < 7$).
- A mayor valor de pH, mayor basicidad ($\text{pH} > 7$).

A continuación, se detalla el intervalo de pH para diferentes sustancias.

Sustancia	Intervalo de pH
Jugo gástrico	1,6-3,0
Jugo de limón	2,2-2,4
Vinagre	2,4-3,4
Cerveza	4,0-5,0
Orina humana	4,8-8,4
Saliva humana	6,5-7,5
Plasma sanguíneo humano	7,3-7,5
Leche de magnesia	10,5
Amoniaco casero	11-12

PROBLEMAS RESUELTOS

Problema N.º 1

Sobre la teoría ácido-base de Arrhenius, indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda.

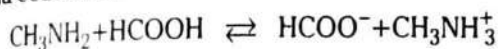
- I. Es una teoría aplicable para cualquier solvente.
- II. El amoníaco (NH_3) es una base según la teoría de Arrhenius.
- III. El ácido acético (CH_3COOH) es un ácido te-traprótico.

Resolución

- I. **Falso**
La teoría de Arrhenius analiza los ácidos y bases solo cuando el solvente es el agua.
- II. **Falso**
La teoría de Arrhenius no logra explicar el comportamiento ácido-base de algunas sustancias como el NH_3 .
- III. **Falso**
El ácido acético libera un H^+ en medio acuoso por cada molécula.
 $\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{ac})} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{ac})} + \text{H}^+_{(\text{ac})}$
ácido
monoprótico

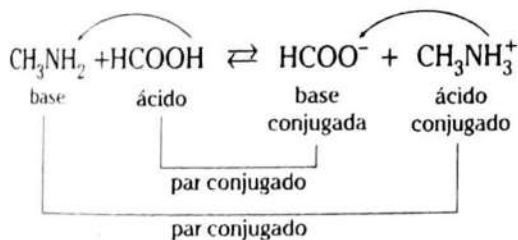
Problema N.º 2

Según la teoría de Brønsted-Lowry, indique cuál o cuáles proposiciones son correctas respecto a la ecuación.



- I. El CH_3NH_3^+ actúa como base.
- II. El ion HCOO^- es la base conjugada.
- III. El HCOOH y CH_3NH_3^+ son pares conjugados.

Resolución



I. Correcta

El CH_3NH_2 actúa como base.

II. Correcta

El HCOOH al donar H^+ se transforma en HCOO^- (base conjugada).

III. Incorrecta

Los pares conjugados son $\text{CH}_3\text{NH}_2/\text{CH}_3\text{NH}_3^+$ y $\text{HCOOH}/\text{HCOO}^-$.

Problema N.º 3

Se tiene una solución de $\text{HNO}_{3(\text{ac})}$ cuyo $\text{pH}=2$. ¿Qué volumen de $\text{KOH}_{(\text{ac})}$ 0,1 M se requiere para neutralizar 300 mL de la solución ácida?

Resolución

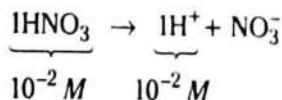
Sean $\text{A} = \text{HNO}_{3(\text{ac})}$ y $\text{B} = \text{KOH}_{(\text{ac})}$.

Se cumple que

$$N_A \cdot V_A = N_B \cdot V_B \quad (*)$$

- Hallamos N_A

Como $\text{pH}(\text{HNO}_3) = 2 \rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-2} \text{ M}$



$$M_A = 10^{-2} \text{ M} = 0,01 \text{ M}$$

Como

$$\theta_A = 1 \rightarrow N_A = M_A = 0,01 \text{ N}$$

- Hallamos N_B

Como

$$\theta_B = 1 \rightarrow N_B = M_B = 0,1 \text{ N}$$

Reemplazamos en (*)

$$(0,01 \text{ N})(300 \text{ mL}) = (0,1 \text{ N})(V_B)$$

$$V_B = \frac{0,01 \times 300 \text{ mL}}{0,1} = 30 \text{ mL}$$

PROBLEMAS PROPUESTOS

NIVEL BÁSICO

1. Determine cuáles de las siguientes características corresponden a los ácidos (A) y a las bases (B), y elija la secuencia correcta.

- Presentan sabor amargo. Pueden contener uno o más iones OH^- en su estructura.
- Algunos son usados como artículos de limpieza.
- Presentan sabor agrio. Disuelven a los metales activos liberando hidrógeno gaseoso.
- Se encuentran en los limones, en el vinagre y en el agua regia.

A) ABAB B) AABB C) BABA
D) BBAA E) BBBA

2. Indique las proposiciones incorrectas acerca de los ácidos y bases.

- Los ácidos en solución aumentan la concentración de los iones hidrógeno (H^+).
- Las sustancias que en solución acuosa liberan iones hidróxido (OH^-) actuarán como bases.
- Los ácidos y las bases al interactuar con los indicadores provocan su viraje.
- La reacción de neutralización es típica entre ellos.

A) solo II B) ninguna C) I y II
D) III y IV E) II y III

3. Señale la secuencia correcta de verdad (V) o falsedad (F) respecto a la teoría de Arrhenius.

- El carácter ácido o básico de una sustancia se analiza según libere iones H^+ u OH^- en solución acuosa.
- Todo ácido debe poseer iones hidróxido (OH^-) en su estructura.
- El amoníaco (NH_3) es un ácido.
- El H_2SO_4 es un ácido diprótico.

A) VFFF
D) FFFV

B) VVFF

C) VFFV
E) VFVV

4. Indique el número de sustancias ácidas según Arrhenius.

HBr , H_3PO_4 , CH_3COOH , HNO_3 , CH_3CN

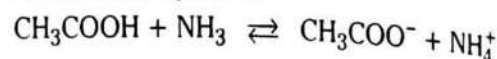
A) 3 B) 5 C) 4
D) 1 E) 2

5. ¿En cuáles de las reacciones el agua actúa como una base según la teoría de Brönsted-Lowry?

- $\text{H}_2\text{O} + \text{CN}^- \rightleftharpoons \text{HCN} + \text{OH}^-$
- $\text{H}_2\text{O} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$
- $\text{H}_2\text{O} + \text{HSO}_4^- \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$

A) solo II B) I y II C) solo III
D) I y III E) II y III

6. Según la teoría de Brönsted-Lowry, marque la proposición incorrecta para el siguiente sistema en equilibrio.



- El CH_3COOH es un ácido.
- El NH_4^+ es un ácido.
- El NH_3 y CH_3COO^- son bases.
- El NH_3 y NH_4^+ son pares conjugados.
- El NH_3 y CH_3COO^- son pares conjugados.

7. A partir del siguiente equilibrio, según la teoría de Brönsted-Lowry, indique la alternativa correcta.



- El CN^- es un ácido.
- El H_2O es una base.
- El OH^- es un ácido conjugado.
- El CN^- y HCN son pares conjugados.
- El HCN y OH^- son bases.

8. El jugo gástrico de una persona tiene pH igual a 1,2. Indique qué color adoptaría o conservaría el papel de tornasol al ponerlo en contacto con una solución que tiene el mismo pH que el jugo gástrico.

A) azul
B) incoloro
C) rojo
D) rojo grosella
E) amarillo

NIVEL INTERMEDIO

9. Marque la secuencia correcta de verdad (V) o falsedad (F).

I. Si $[OH^-] > [H^+]$, entonces la solución acuosa es ácida.

II. Si $[OH^-] < [H^+]$, entonces el $pH < pOH$.

III. Para cualquier solución acuosa, $[OH^-] = [H^+] = 10^{-7} M$ a $25^\circ C$.

A) VFF
B) FVV
C) VVF
D) FVF
E) FFF

10. Se disuelven 28 mg de KOH en 500 mL de agua destilada. Determine el pH de la solución. $\bar{M}(g/mol)$: KOH=56

A) 2
B) 3
C) 4
D) 12
E) 11

11. El pH de una solución acuosa de KOH es 13. ¿Cuántos gramos del soluto estarán disueltos en 700 mL de dicha solución?

PA (uma): K=39; O=16

A) 3,92
B) 2,89
C) 3,29
D) 2,98
E) 6,92

12. ¿Cuántos moles de HCl se deben adicionar a 400 cm^3 de solución cuyo $pH=2$ para que resulte con un $pH=1$? Asuma que el volumen es constante.

A) 0,036
B) 0,018
C) 0,04
D) 0,36
E) 0,06

13. Al hacer reaccionar x mL de H_2SO_4 0,30 M con 150 mL de KOH 0,10 M se forma una solución cuyo pOH es 13. Calcule el valor de x .

A) 210
B) 375
C) 150
D) 120
E) 260

14. Se tienen 200 mL de NaOH acuoso cuyo pH es igual a 12. Determine el volumen de $HCl_{(g)}$ en condiciones normales que se debe hacer burbujear en dicha solución para que resulte un pH igual 2. Considere despreciable cualquier variación de volumen.

A) 0,089 L
B) 0,048 L
C) 0,844 L
D) 0,084 L
E) 0,008 L

15. Se tienen 4,5 L de una solución de $HBr_{(ac)}$ cuyo $pH=2$. Si dicha solución requiere para su neutralización 3 L de una solución de $Ba(OH)_2$, halle la molaridad de la solución básica.

A) 0,075 L
B) 1,070 L
C) 0,0075 L
D) 0,074 L
E) 2,075 L



Electroquímica

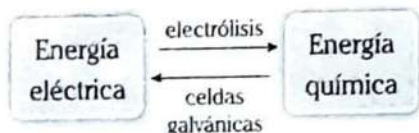
Capítulo XIX

OBJETIVOS

- Diferenciar una celda electrolítica de una celda galvánica, enfatizando las partes y función de cada una.
- Aplicar las leyes de la electroquímica (leyes de Faraday) así como la determinación del potencial estándar de una celda galvánica.

Como sabemos, hay una ley universal de conservación de la energía; es decir, la energía se transforma de un tipo a otro. En este capítulo vamos a estudiar las relaciones que existen entre la energía eléctrica y la energía química, así como los factores y parámetros que intervienen en la conversión de una forma en otra tanto de manera cualitativa como cuantitativa.

A modo de resumen



1. Electrólisis

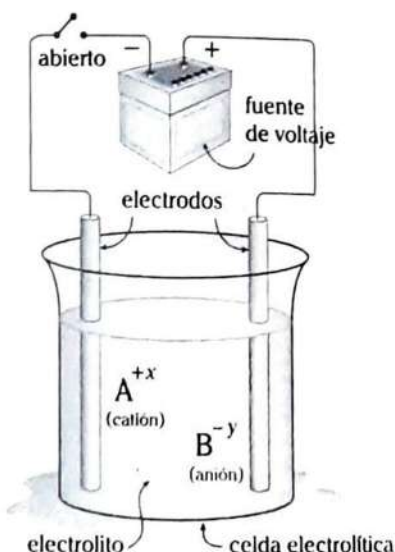
Es el proceso no espontáneo en el cual, por acción de la energía eléctrica que proviene de una fuente de voltaje, se logra desarrollar reacciones redox, que permiten la formación de sustancias simples en estado de alta pureza. En general, dentro de las aplicaciones a nivel industrial, tenemos lo siguiente:

- Obtención de elementos; por ejemplo, $\text{Na}_{(s)}$, $\text{Al}_{(s)}$, $\text{Cl}_{2(g)}$, entre otros.

- Obtención de soluciones acuosas; por ejemplo $\text{NaOH}_{(ac)}$, $\text{H}_2\text{SO}_{4(ac)}$, entre otros.
- Refinación electrolítica: purificación de metales; por ejemplo, cobre electrolítico.
- Galvanoplastia: protección de metales por recubrimiento de su superficie por otro metal; por ejemplo, el cromado de un paracheque.

1.1. PARTES DE UNA CELDA ELECTROLÍTICA

Para que sea posible el desarrollo de dicho proceso, debemos tener presente cada una de las siguientes partes:



1.1.1. Celda o cuba electrolítica

Es el espacio en cuyo interior se realiza el proceso electrolítico.

1.1.2. Electrolito

Es la sustancia que al estar disociada o ionizada permite la conductividad eléctrica, ya sea en medio acuoso o fundido. El electrolito muchas veces sufre descomposición en el proceso.

1.1.3. Electrodo

Son superficies, generalmente, sólidas, conductoras de la corriente eléctrica, en donde se llevan a cabo las reacciones redox. Estos pueden ser activos o inertes.

a. Activos

Participan del proceso redox oxidándose y por tanto desgastándose; por ejemplo, metales o aleaciones de Zn, Cu, Ag, Fe...

b. Inertes

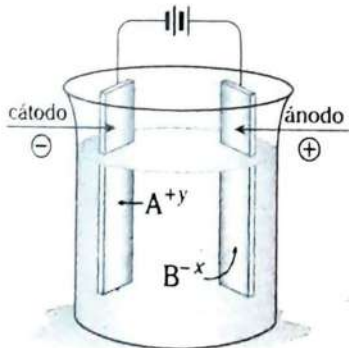
No sufren cambios químicos en el proceso; por ejemplo, grafito (C), Pt, Pd...

1.1.4. Fuente de corriente continua

Es el dispositivo que entrega energía eléctrica en forma de corriente continua; por ejemplo, pilas, baterías, generadores eléctricos.

1.2. TIPOS DE ELECTRÓLISIS

1.2.1. Electrólisis de sales fundidas: $A_xB_y(l)$



donde

- A^{+x} : Na^+ , K^+ , Al^{+3} ...
- B^{-y} : Cl^- , OH^- , NO_3^- ...

Se cumple lo siguiente:

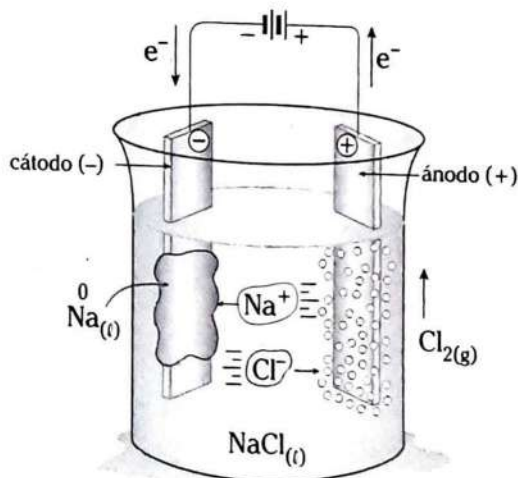
- El catión (A^{+y}) se dirige al cátodo y se reduce.
- El anión (B^{-x}) se dirige al ánodo y se oxida.

El compuesto fundido (líquido) puede ser, por ejemplo, óxido básico, hidróxido de metal alcalino o una sal.

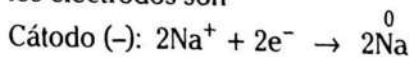
Ejemplo

Electrólisis del cloruro de sodio fundido

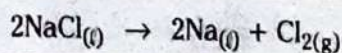
- Electrolito: $NaCl(l)$
- Temperatura: teóricamente, mayor a $801^\circ C$ (T_f del NaCl) aunque industrialmente (proceso Down) puede ser mucho menor gracias al uso de fundentes.
- Electrodo: grafito (C)



Las semirreacciones que se desarrollan en los electrodos son

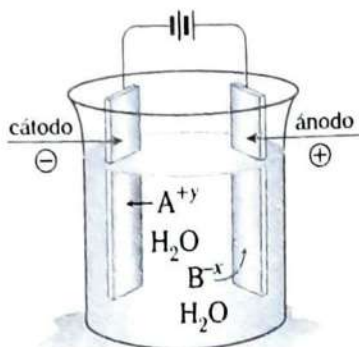


Sumando ambas semirreacciones tenemos la ecuación neta de celda



1.2.2. Electrólisis de soluciones acuosas

concentradas: $A_xB_y(ac)$



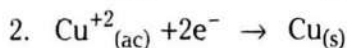
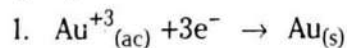
Tener en cuenta las siguientes reglas:

- Si el catión (A^{+y}) pertenece al grupo IA (Li^+ , Na^+ , K^+ , etc.) o IIA (Ca^{2+} , Mg^{2+} , Ba^{2+}), no se reduce (no va al cátodo); en su lugar, el agua se reduce a $H_{2(g)}$ y libera iones OH^- , es decir, genera medio básico.

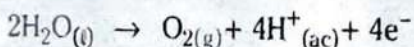


- Si el catión (A^{+y}) pertenece a un elemento del grupo B, tales como Zn^{2+} , Au^{3+} , Ag^{1+} , Cu^{2+} , etc., se reducen depositándose el metal sólido sobre el cátodo.

Ejemplos



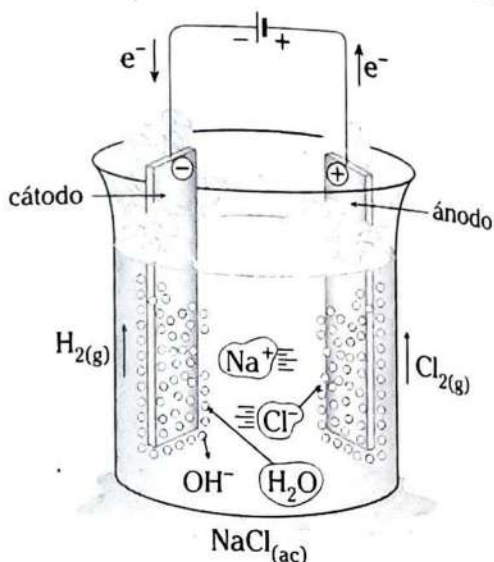
- Si el anión (B^{-x}) es un oxoanión que presenta a un no metal con su mayor estado de oxidación, tales como SO_4^{2-} , NO_3^- , MnO_4^- , etc., no se oxida; en su lugar, el agua se oxida a $O_{2(g)}$ y libera iones H^+ , es decir, genera medio ácido.



Ejemplos

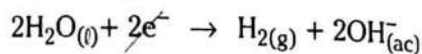
1. Electrólisis de la salmuera

- Electrolito: solución concentrada de $NaCl_{(ac)}$
- Temperatura: ambiental
- Electrodo: inertes como platino (Pt)

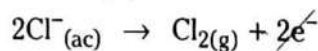


Las semirreacciones desarrolladas son

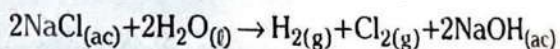
Cátodo (-):



Ánodo (+):

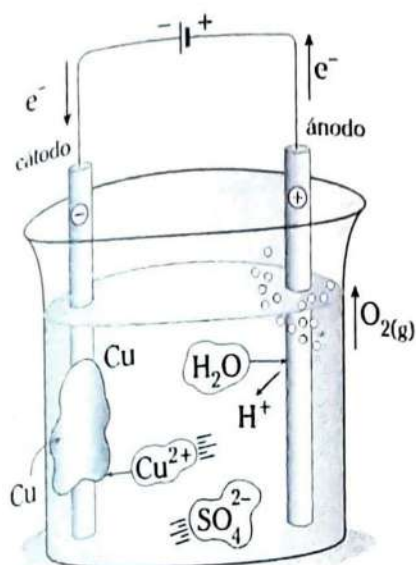


Sumando las semirreacciones y agregando a ambos lados de la ecuación dos iones sodio (Na^+), tenemos la siguiente ecuación neta de celda:

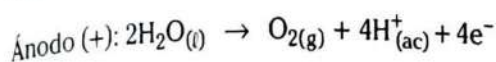
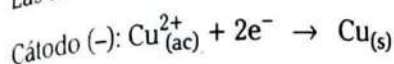


2. Electrólisis del sulfato de cobre (II)

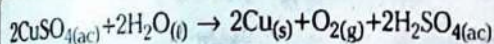
- Electrolito: solución concentrada de $CuSO_{4(ac)}$
- Temperatura: ambiental
- Electrodo: inertes como platino (Pt)



Las semirreacciones desarrolladas son



Multiplicando por dos a la primera semirreacción, luego sumando ambas semirreacciones para finalmente agregar a ambos lados de la ecuación dos iones sulfato (SO_4^{2-}), tenemos la siguiente ecuación neta de celda:



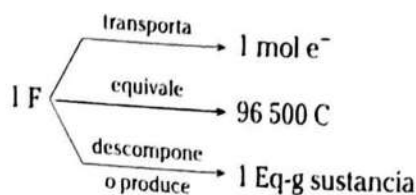
1.2.3. Electrólisis de soluciones acuosas diluidas

En este caso, los productos obtenidos son $\text{H}_{2(\text{g})}$ en el cátodo y $\text{O}_{2(\text{g})}$ en el ánodo, pues es el agua (solvente) quien experimenta la electrólisis y no los solutos.

1.3. LEYES DE M. FARADAY

Conceptos previos

- Faraday (F).** Es la cantidad de carga eléctrica asociada a un mol de electrones, el cual es capaz de descomponer o producir 1 Eq-g de sustancia.



- Intensidad de corriente (I).** Es la cantidad de carga eléctrica (q) que fluye en un intervalo de tiempo (t).

$$I = \frac{q}{t}$$

← C = A (amperio)
← S = segundo
← coulomb

1.3.1. Primera ley de Faraday

La masa (m) de la sustancia que se deposita o libera en los electrodos es proporcional a la cantidad de carga eléctrica (q) que circula a través de ellos.

$$m = \frac{\text{PE} \times I \times t}{96\,500}$$

Aplicación

Utilizando 48 250 C en la electrólisis del $\text{NaCl}_{(\text{l})}$, ¿cuánta será la masa teórica de sodio que se deposita en el cátodo?

PA (uma): Na=23

Resolución

Haciendo uso de la fórmula anterior, tenemos

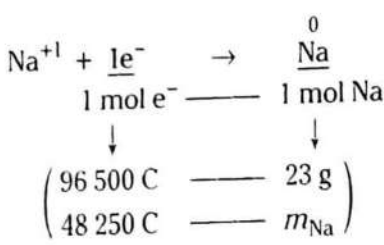
$$m_{Na} = \frac{PE(Na) \times I \times t}{96\,500} \rightarrow m_{Na} = \frac{PA(Na)}{EO(Na)} \times q$$

Reemplazamos

$$m_{Na} = \frac{23}{96\,500} (48\,250) = 11,5\text{ g}$$

Otra forma

Partimos de la semirreacción



$$\therefore m_{Na} = \frac{48\,250\text{ C} \times 23\text{ g}}{96\,500\text{ C}} = 11,5\text{ g}$$

1.3.2. Segunda ley de Faraday

Cuando dos o más celdas electrolíticas están conectadas en serie, se cumple que en todas se produce la misma cantidad de equivalentes gramos en sus electrodos.

Sean A, B, C y D sustancias formadas o depositadas en cada uno de los electrodos.

Entonces

$$\#Eq\text{-}g(A) = \#Eq\text{-}g(B) = \#Eq\text{-}g(C) = \#Eq\text{-}g(D)$$
$$\frac{m(A)}{PE(A)} = \frac{m(B)}{PE(B)} = \frac{m(C)}{PE(C)} = \frac{m(D)}{PE(D)}$$

2. Celdas galvánicas

Son dispositivos que a partir del desarrollo de reacciones redox espontáneas generan corriente eléctrica continua. La generación de corriente se debe a que los metales (electrodos), al entrar en contacto, establecen diferencia de potencial (voltaje) que conduce a la migración de electrones como producto de su oxidación y reducción.

2.1. COMPONENTES

2.1.1. Electrodos

Están constituidos por metales activos. Por lo general, según la comparación de potenciales, pueden ser ánodos o cátodos.

Electrodo	Signo	Semicelda
Ánodo	-	Oxidación
Cátodo	+	Reducción

2.1.2. Puente salino

Es un dispositivo constituido por un tubo de vidrio en forma de "U" que en su interior contiene una solución saturada de KCl, NH_4NO_3 o una sal con una gran disociación iónica; generalmente, mezcladas con una solución de agar-agar (material gelatinoso que se obtiene de ciertas algas) al 5 % en masa.

Las funciones del puente salino son las siguientes:

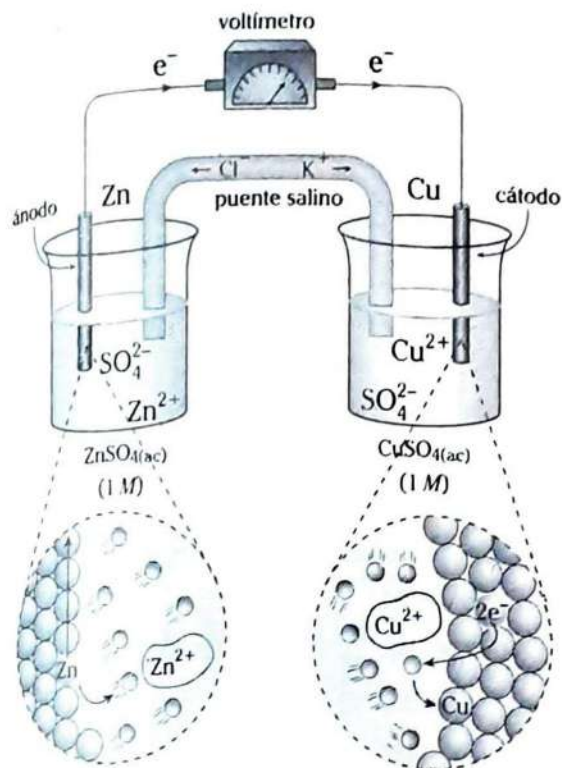
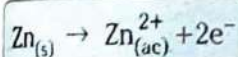
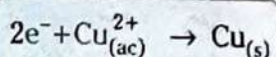
- Permitir el contacto eléctrico entre las dos soluciones de las semiceldas.
- Evitar que se mezclen las dos soluciones.
- Mantener la neutralidad eléctrica en cada semicelda evitando su polarización.

Ejemplo

Pila de Daniell

 Electrolitos: $\text{ZnSO}_4(\text{ac})$ 1 M y $\text{CuSO}_4(\text{ac})$ 1 M

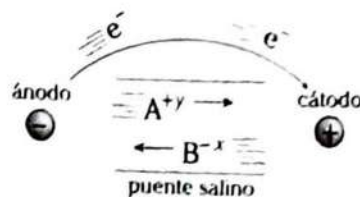
Electrodo: Zn y Cu


 El Zn es oxidado a Zn^{2+} en el ánodo.

 El Cu^{2+} es reducido a Cu en el cátodo.


Entre el cobre y el cinc, el que se oxida (se consume) es el cinc, que al perder electrones permite que estos viajen por el cable externo hacia el electrodo de cobre donde ocurrirá la reducción de los iones Cu^{2+} .

En el interior del puente salino, los cationes viajan hacia la semicelda catódica, mientras que los aniones hacia la semicelda anódica.

En general



2.2. POTENCIALES ESTÁNDAR DE ELECTRODO (E°)

Indican la tendencia de una sustancia a oxidarse o reducirse. Como no es posible medir experimentalmente el potencial de un electrodo, su valor ha sido medido en función del electrodo estándar del hidrógeno ($E^\circ_{\text{red/ox}} = 0,00 \text{ V}$) a 25°C , 1 atm y a una concentración de 1 M para los iones involucrados.

 Potenciales estándar de reducción (E°_{red})

	E°_{red}
$\text{Li}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Li}$	-3,05
$\text{K}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{K}$	-2,93
$\text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ca}$	-2,87
$\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Na}$	-2,71
$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mg}$	-2,37
$\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al}$	-1,66
$2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	-0,83
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}$	-0,76
$\text{Cr}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cr}$	-0,74
$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}$	-0,44
$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ni}$	-0,25
$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Sn}$	-0,14
$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pb}$	-0,13

facilidad para reducirse

Potenciales estándar de reducción (E°_{red})

	E°_{red}
$2\text{H}^{+} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{H}_2$	0
$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Cr(OH)}_3 + 5\text{OH}^{-}$	+0,13
$\text{Cu}^{2+} + \text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Cu}^{+}$	+0,15
$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^{+} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,20
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Cu}$	+0,34
$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^{-} \rightleftharpoons 4\text{OH}^{-}$	+0,40
$\text{I}_2 + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons 2\text{I}^{-}$	+0,54
$\text{MnO}_4^{-} + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^{-}$	+0,59
$\text{O}_2 + 2\text{H}^{+} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}_2$	+0,68
$\text{Fe}^{3+} + \text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$	+0,77
$\text{Ag}^{+} + \text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Ag(s)}$	+0,80
$\text{NO}_3^{-} + 2\text{H}^{+} + \text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+0,80
$\text{NO}_3^{-} + 4\text{H}^{+} + 3\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,96
$\text{Br}_2 + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons 2\text{Br}^{-}$	+1,09
$2\text{IO}_3^{-} + 12\text{H}^{+} + 10\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,20
$\text{O}_2 + 4\text{H}^{+} + 4\text{e}^{-} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$	+1,23
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^{+} + 6\text{e}^{-} \rightleftharpoons 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+1,33
$\text{Cl}_2 + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons 2\text{Cl}^{-}$	+1,36
$\text{ClO}_3^{-} + 6\text{H}^{+} + 6\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Cl}^{-} + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,45
$\text{Au}^{3+} + 3\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Au}$	+1,50
$\text{MnO}_4^{-} + 8\text{H}^{+} + 5\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,51
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^{+} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$	+1,78
$\text{F}_2 + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons 2\text{F}^{-}$	+2,87

facilidad para reducirse

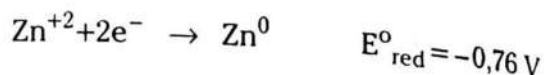
De la tabla anterior se tiene

$$E^{\circ}_{\text{red}} = -E^{\circ}_{\text{ox}}$$

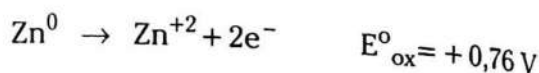
donde

- E°_{red} : potencial estándar de reducción. Mide la tendencia de una sustancia a reducirse; a mayor potencial de reducción, mayor capacidad para reducirse.
- E°_{ox} : potencial estándar de oxidación. Mide la tendencia de una sustancia a oxidarse; a mayor potencial de oxidación, mayor capacidad para oxidarse.

Ejemplo



En consecuencia



2.3. POTENCIAL ESTÁNDAR DE CELDA O PILA

Para determinar el potencial de una pila completa, se realiza la suma de los potenciales estándar de reducción y oxidación.

$$E^{\circ}_{\text{celda/pila}} = E^{\circ}_{\text{ox}} + E^{\circ}_{\text{red}}$$

Ejemplo

En la pila de Daniell tenemos

$$E^{\circ}_{\text{celda}} = E^{\circ}_{\text{ox}(\text{Zn}/\text{Zn}^{2+})} + E^{\circ}_{\text{red}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu})}$$

$$E^{\circ}_{\text{celda}} = +0,76 \text{ V} + 0,34 \text{ V}$$

$$E^{\circ}_{\text{celda}} = +1,1 \text{ V}$$

PROBLEMAS RESUELTOS

Problema N.º 1

Respecto a los procesos electrolíticos, indique si la proposición es verdadera (V) o falsa (F).

- I. Los electrones fluyen por el alambre conductor externo solo si hay procesos redox a nivel del electrolito.
- II. Los electrones fluyen del cátodo hacia el ánodo.
- III. La pérdida de masa de un electrodo activo ocurre en el ánodo.

Resolución

I. Verdadera

Para que los electrones fluyan por el alambre conductor externo es necesario que ocurra la oxidación y reducción en la superficie de los electrodos por parte del electrodo o electrolito.

II. Falsa

Los electrones se producen en el ánodo por oxidación de las sustancias; mientras que en el cátodo hay consumo de electrones. Por lo tanto, los electrones fluyen desde el ánodo hacia el cátodo.

III. Verdadera

En el ánodo, ya que ocurre oxidación, el metal al perder electrones se convierte en catión, ion que se desprende del metal sólido y pasa a formar parte del electrolito.

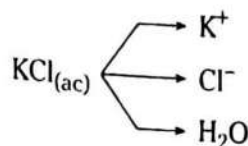
Problema N.º 2

Luego de la electrólisis de la solución concentrada del $\text{KCl}_{(\text{ac})}$, la solución final

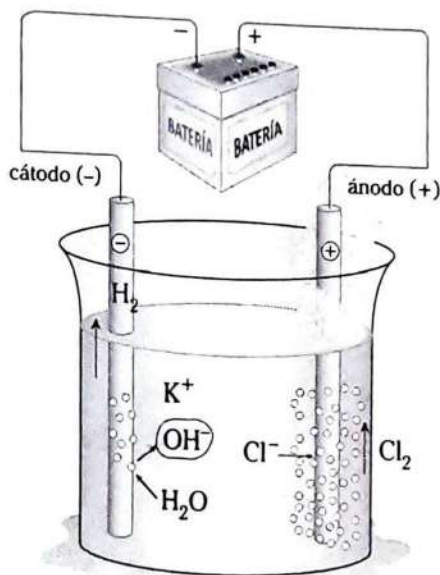
- I. seguirá neutra.
- II. se vuelve ácida.
- III. se vuelve básica.

Resolución

Analizamos las especies químicas que son parte del electrolito.



- En el ánodo, el Cl^- se oxida a $\text{Cl}_{2(\text{g})}$.
- En el cátodo, como el ion K^+ es del IA, no se reduce, sino es el agua que reduce a $\text{H}_{2(\text{g})}$ y libera iones OH^- ; es decir, la solución final queda con carácter básico.



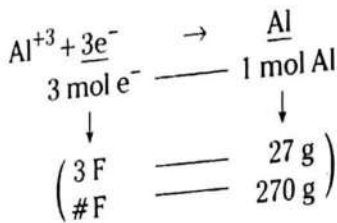
Los iones OH^- son los responsables de alcalinizar la solución.

Problema N.º 3

¿Cuántos faraday se necesitan para depositar 270 g de aluminio en un proceso electrolítico?
PA (uma): $\text{Al}=27$

Resolución

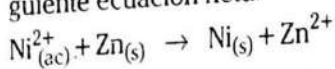
La formación de metales sobre los electrodos implica ser un proceso de reducción, cuya semirreacción es



$$\therefore \# \text{F} = 10$$

Problema N.º 4

Una celda galvánica está representada por la siguiente ecuación neta:



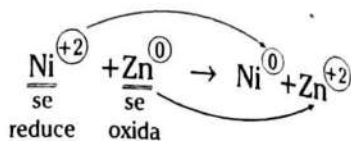
Calcule su potencial estándar.

Datos:

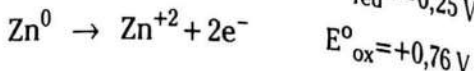
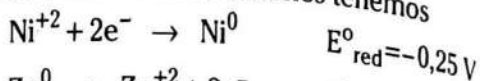
- $E^\circ (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$
- $E^\circ (\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,25 \text{ V}$

Resolución

Analizamos la ecuación de celda



Llevándola a semirreacciones tenemos



Hallamos el potencial estándar de celda

$$E^\circ_{\text{celda}} = E^\circ_{\text{red}} + E^\circ_{\text{ox}}$$

Reemplazamos

$$E^\circ_{\text{celda}} = -0,25 \text{ V} + 0,76 \text{ V}$$

$$\therefore E^\circ_{\text{celda}} = 0,51 \text{ V}$$

POSTULO A
SOY PRE
TEAM POSTULANTES

POSTULO A
SOY PRE
TEAM POSTULANTES

PROBLEMAS PROPUESTOS

NIVEL BÁSICO

1. Indique verdadero (V) o falso (F) de acuerdo al proceso de electrólisis.

- I. En el cátodo se produce la ganancia de electrones.
- II. Hacia el ánodo fluyen los iones negativos.
- III. Los electrones fluyen espontáneamente desde el ánodo hacia el cátodo.

- A) VFF B) FFF C) FFV
D) FVF E) VVF

2. ¿Qué procesos no están relacionados con la electrólisis?

- I. la producción de energía eléctrica
- II. la síntesis de elementos
- III. la protección de metales con una fina capa de otro metal
- IV. la descarga de la batería en los teléfonos móviles

- A) solo III B) solo I C) solo II
D) I y IV E) II, III y IV

3. Respecto a la electrólisis del cloruro de magnesio fundido, ¿cuál o cuáles proposiciones son incorrectas?

- I. En el cátodo se produce el magnesio.
- II. En el ánodo se produce cloro gaseoso.
- III. La reacción se produce a condiciones ambientales.

- A) solo III B) solo I C) solo II
D) I y II E) I y III

4. Marque la secuencia correcta de verdad (V) o falsedad (F) según las siguientes proposiciones.

- I. Al electrolizar una disolución concentrada de cloruro de potasio, en el cátodo se descompone el agua.

II. En la electrólisis del agua acidulada, el agua no sufre descomposición.

III. Al modificar la concentración de una solución también se pueden modificar los productos.

- A) VFV B) FFF C) VVV
D) FVF E) VVF

5. Señale las proposiciones correctas.

I. En la electrólisis de la salmuera se obtiene NaOH como producto de mayor demanda industrial.

II. En la electrólisis de $\text{Na}_2\text{SO}_{4(\text{ac})}$, el electrolito no se descompone. Por lo tanto, su concentración aumenta con el tiempo.

III. Los productos del proceso electrolítico en soluciones acuosas dependen de la concentración.

- A) solo I B) II y III C) I y III
D) I y II E) todas

6. En la electrólisis del $\text{Zn}(\text{NO}_3)_{2(\text{ac})}$ es incorrecto que el

- A) oxígeno gaseoso se libera en el ánodo.
- B) Zn se electrodeposita en el cátodo.
- C) NO_3^- se oxida.
- D) pH de la solución final es menor que 7.
- E) H_2O se electroliza en el ánodo.

7. Al electrolizar una disolución acuosa de una sal de estaño, se depositan en el cátodo 2,38 g de metal al paso de $3,86 \times 10^3 \text{ C}$ de electricidad. Calcule el estado de oxidación del estaño. PA (uma): Sn=119

Dato: $1 \text{ F} = 96\,500 \text{ C}$

- A) +4 B) +1 C) +3
D) +1/2 E) +2

8. Con relación a las celdas galvánicas o voltaicas, señale la afirmación falsa.

- A) Genera corriente eléctrica continua mediante reacciones redox espontáneas.
- B) El ánodo es el polo positivo.
- C) En el cátodo siempre hay reducción.
- D) Por el puente salino hay flujo de iones.
- E) La masa del cátodo disminuye conforme la pila funcione.

NIVEL INTERMEDIO

9. Indique la proposición incorrecta respecto de la electrólisis del agua acidulada.

- A) Se libera H_2 en el cátodo.
- B) El H_2O se oxida en el ánodo.
- C) Se libera O_2 en el ánodo.
- D) Se libera O_2 por la oxidación de SO_4^{2-} .
- E) Por la reducción del H_2O se libera H_2 .

10. En referencia al proceso de electrólisis del $NaCl_{(l)}$ y $NaCl_{(ac)}$, señale la proposición correcta.

- A) En la salmuera se libera oxígeno gaseoso por el cátodo.
- B) En la sal fundida se libera hidrógeno gaseoso por el ánodo.
- C) Ambos requieren de corriente alterna.
- D) El entorno del cátodo en la salmuera es de carácter básico.
- E) Uno de los productos que se genera en la superficie del cátodo es la potasa cáustica.

11. ¿Cuánto tiempo, en minutos, se requiere para recubrir un adorno metálico con 5,4 g de plata a partir de una solución de

$AgNO_{3(ac)}$ si circula una corriente de 1,5 A?
PA (uma): $Ag=108$

- A) 96,5 B) 63,5 C) 53,6
- D) 50,6 E) 56,3

12. Una medalla de bronce de 120 g que se utiliza como cátodo se sumerge en una disolución electrolítica de cianuro de oro (III). Si luego de 5 min de realizar el dorado la medalla pesa 123,94, ¿cuál es la intensidad de corriente utilizada en el proceso?
 $\overline{M}$ (g/mol): $Au=197$

- A) 9,65 A B) 7,72 A C) 22,6 A
- D) 19,3 A E) 5,97 A

13. Al electrolizar una disolución acuosa de la sal, MSO_4 , en el ánodo de la celda se produjeron 18 L de gas oxígeno a 4,1 atm y $27^\circ C$, y en el cátodo se depositaron 390 g del metal. ¿Cuál es la identidad del metal?
PA (uma): $Ca=40$; $Fe=56$; $Cu=63,5$; $Zn=65$; $Cd=112$

- A) Zn B) Fe C) Cu
- D) Cd E) Ca

14. Por el cátodo de una celda electrolítica se consumen $1,93 \times 10^7$ C de electricidad durante la reducción del ion níqueloso. Si en el proceso se han utilizado electrodos de platino, ¿cuántos kilogramos se incrementará la masa del cátodo?
 $\overline{M}$ (g/mol): $Ni=58,7$

- A) 5,87 B) 11,74 C) 2,94
- D) 6,45 E) 7,48

15. Una corriente eléctrica continua fluye durante 3,75 h a través de dos celdas electroquímicas conectadas en serie. Una contiene una solución acuosa de AgNO_3 y la otra de CuCl_2 . Durante este tiempo, 2,16 g de plata se depositaron en la primera celda. ¿Cuántos gramos de Cu se depositaron en la segunda celda? PA (uma): Ag=108; Cu=63,5

A) 0,25 B) 6,35 C) 0,635
D) 2,16 E) 0,216

16. Respecto a las celdas galvánicas, indique la veracidad (V) o falsedad (F) de las siguientes proposiciones.

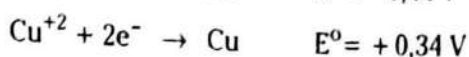
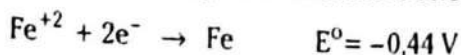
- I. Son dispositivos que proporcionan energía eléctrica a partir de reacciones redox no espontáneas.
- II. Los electrones fluyen por el alambre conductor externo desde el electrodo negativo hacia el electrodo positivo.
- III. A través del puente salino hay corriente de iones para mantener las semiceldas eléctricamente neutras.

A) FFV B) VVV C) FVV
D) FVF E) VFV

17. Calcule el potencial de la siguiente celda galvánica:

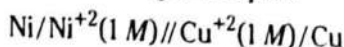


a partir de las siguientes semirreacciones.



A) -0,78 V B) -0,20 V C) -0,10 V
D) +0,10 V E) +0,78 V

18. Se tiene la siguiente pila:



donde

$$E^0(\text{Ni}^{+2}/\text{Ni}) = -0,28 \text{ V}$$

$$E^0(\text{Cu}^{+2}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$$

Indique la secuencia correcta de veracidad (V) o falsedad (F) respecto a las siguientes proposiciones.

- I. El ánodo es el electrodo de Ni.
- II. El polo positivo es Cu.
- III. El voltaje estándar de la pila es 0,06 V.

A) VFV B) VVV C) FFF
D) VVF E) FVF

POSTULO A
SOY PRE
TEAM POSTULANTES



Química orgánica: hidrocarburos

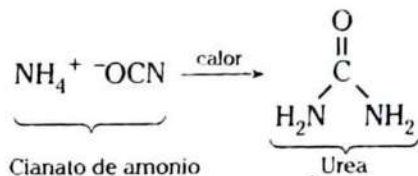
Capítulo XX

OBJETIVOS

- Conocer e identificar las propiedades del carbono.
- Identificar los tipos de hidrocarburos y sus principales aplicaciones.
- Hacer uso de las reglas de nomenclatura según IUPAC.

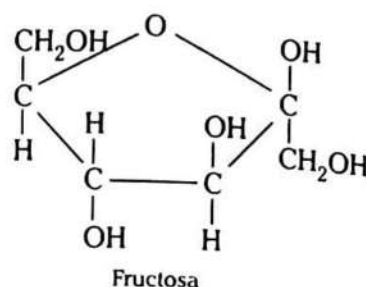
El químico sueco Jöns Jakob Berzelius (1809) planteó que todo compuesto orgánico solo podía obtenerse de los seres vivos, ya que estos eran los únicos que poseían una fuerza sobrenatural (fuerza vital) para crearlos, mas no por métodos de síntesis artificial. Este argumento no permitió el avance de la química orgánica.

En el siglo XIX, el químico alemán Friedrich Wöhler, discípulo de Berzelius, hizo un célebre experimento, demostrando que un compuesto orgánico (urea: $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$) podía sintetizarse a partir de un compuesto inorgánico (cianato de amonio: NH_4CNO) tan solo por calentamiento en ausencia de oxígeno, con lo cual tuvo que desecharse la doctrina idealista de la fuerza vital y dar paso a la era de la química orgánica moderna.

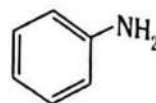


Compuestos orgánicos naturales

- Fructosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$): el azúcar más dulce y natural se encuentra en todo tipo de frutas.

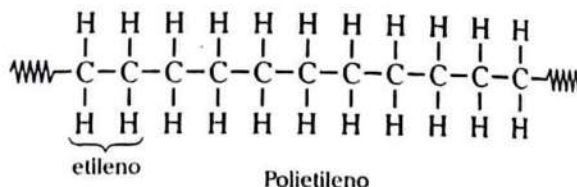


- Anilina ($\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$): es el pigmento de origen animal o vegetal que se utiliza para el teñido de telas o fibras.

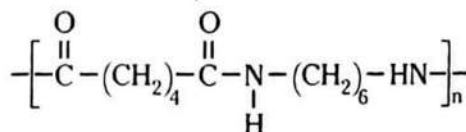


Compuestos orgánicos artificiales

- Polietileno ($-\text{CH}_2-\text{CH}_2-$)_n: es el tipo de plástico (polímero) que se utiliza para la fabricación de bidones, bolsas, botellas.



- Nailon: poliamida utilizado como fibra textil en hilos.



1. Concepto

Es la rama de la química que se encarga de estudiar el carbono y sus compuestos tanto de origen natural como artificial, analizando la estructura interna, características, propiedades y las transformaciones que experimentan los compuestos orgánicos. Dado que los seres vivos están conformados por agua y compuestos orgánicos, las áreas de medicina (bioquímica, microbiología, agricultura, entre otras) se basan en los principios de la química orgánica. Cabe mencionar que no son estos los únicos campos que dependan de esta ciencia; los plásticos, fibras sintéticas, el petróleo y sus derivados son también compuestos orgánicos.

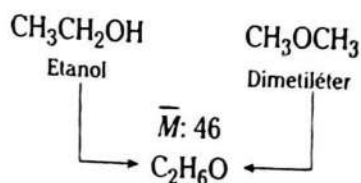
No todo compuesto que contiene carbono es orgánico, hay excepciones: CO, CO₂, HCN, KCN, Na₂CO₃, NaHCO₃, entre otros.

2. Características generales de los compuestos orgánicos

- La gran mayoría contiene en su estructura elementos **organógenos**: C, H, O, N. En su minoría, pueden contener elementos secundarios: P, S, Cl, Si, Na, entre otros.
- Son principalmente compuestos moleculares.
- No son solubles en agua, pero sí en disolventes apolares como el benceno, ciclohexano, tetracloruro de carbono, y otros.
- Son termolábiles; es decir, resisten poco la acción del calor, descomponiéndose con relativa facilidad al calentarlos, en algunos casos se carbonizan.
- Son aislantes (no conducen la electricidad).

- Presentan el fenómeno de isomería; es decir, dos o más compuestos que poseen diferentes estructuras, propiedades físicas y químicas; pero igual masa o peso.

Ejemplo



3. Estudio del carbono

El carbono es el elemento más importante en un compuesto orgánico y se puede encontrar en forma natural (pura o impura) o artificial.

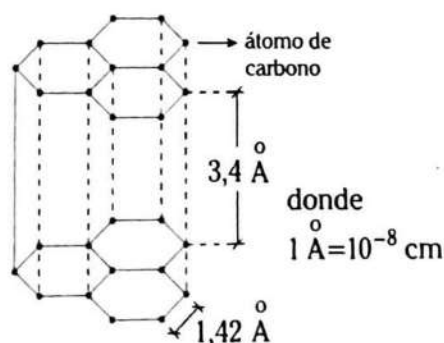
3.1. CARBONO NATURAL

3.1.1. Carbono cristalino

Es el carbono químicamente puro y puede presentarse de la siguiente manera.

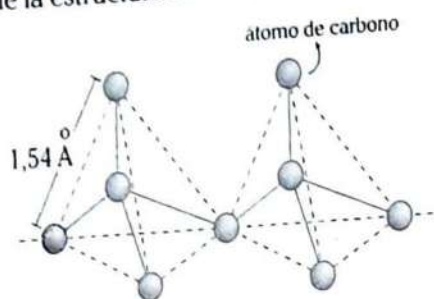
a. Grafito

Es un sólido negro, suave, resbaloso, con brillo metálico, conductor de la electricidad, cuya densidad es 2,25 g/cm³. Se utiliza como lubricante y en la fabricación de electrodos. Su suavidad y su conductividad están relacionadas con su estructura interna, que son láminas con disposición **hexagonal** de los átomos de carbono.

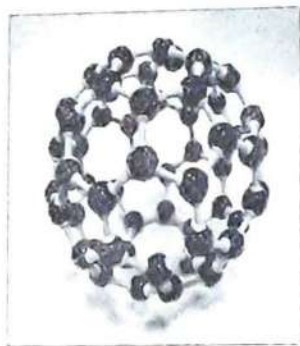


b. Diamante

Es un sólido transparente, mal conductor de la electricidad y de mayor densidad que el grafito ($D=3,51 \text{ g/cm}^3$). Es la sustancia natural de mayor dureza que se usa para cortar vidrios, pulido de herramientas. La dureza del diamante se atribuye a su estructura interna, la cual es **tetraédrica**, y como resultado del enlace covalente, hace que la estructura sea muy rígida.

**c. Fullerenos**

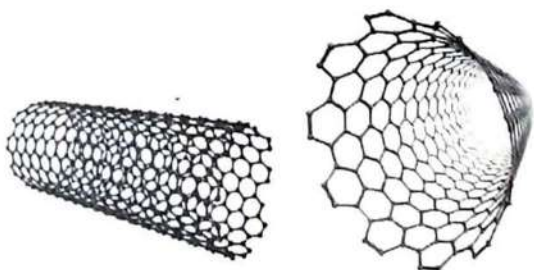
El fullereno C_{60} es una molécula que consta de 60 átomos de carbono, los cuales forman 12 pentágonos y 20 hexágonos; su forma es la de una pelota de fútbol. Esta molécula fue descubierta por Harold Kroto, James Heath, Sean O'Brien y Richard Smalley en 1985. Presenta varias aplicaciones: **lubricante** (debido a su forma esférica hace más fácil el desplazamiento entre superficies), **superconductor eléctrico**, **antioxidantes** (captan fácilmente radicales), **antivirales** (se incorporan a los virus y los desactivan).

**d. Fibra de carbono**

Es el conjunto de fibras que están constituidas por tiras delgadas de grafito, que aparecen empaquetadas en manojos. Esta materia es más ligera que el acero, pero con igual resistencia, inmune a la corrosión, así se utiliza en transporte, tecnología aeroespacial, componentes de equipos electrónicos, equipamiento quirúrgico, prótesis, entre otros.

e. Nanotubos de carbono

Son los materiales de carbono de forma tubular, donde los componentes tienen un diámetro más de 1000 veces menor que el de las fibras. Se encuentran constituidas por láminas enrolladas de átomos de carbono, con diámetros de alrededor de una milésima de micra. Presentan propiedades eléctricas que permiten ser utilizados en nanocircuitos.

**3.1.2. Carbono amorfo**

Es el carbono impuro (mineral de carbono) que se produce por la descomposición de las plantas por cientos y miles de años, proceso llamado también petrificación.

Mineral	% Carbono
Antracita	80-90
Hulla	70-80
Lignito	60-70
Turba	50-60

3.2. CARBONO ARTIFICIAL

Es el resultado de cambios químicos a niveles doméstico e industrial de las sustancias que contienen carbono. Se caracteriza por su estructura interna amorfa.

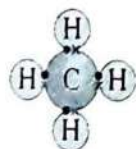
- **Carbón vegetal.** Se obtiene cuando la madera se calienta a altas temperaturas en ausencia de aire.
- **Carbón animal.** Se obtiene por destilación seca de los huesos de los animales.
- **Negro de humo.** Conocido también como hollín. Se produce por combustión incompleta (cantidad limitada de oxígeno) de hidrocarburos. Se usa en la industria de los neumáticos.
- **Coque.** Se obtiene por destilación seca de la hulla. Es un buen agente reductor. Se usa en ciertas operaciones metalúrgicas.
- **Carbón activado.** Es una forma pulverizada del carbón vegetal que posee una superficie muy porosa. Se utiliza en la adsorción de sustancias y en filtros para adsorber impurezas que dan color o mal sabor al agua y también en el refinado del azúcar.

3.3. PROPIEDADES QUÍMICAS DEL ÁTOMO DE CARBONO

3.3.1. Covalencia

El átomo de carbono se enlaza con los elementos organógenos (C, H, O, N) y otros elementos no metálicos por compartición de electrones formando enlaces covalentes.

Ejemplo



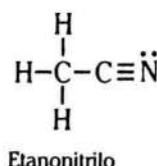
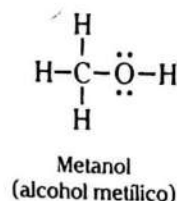
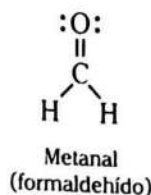
Metano

- : electrones de hidrógeno
- ×: electrones de carbono

3.3.2. Tetravalencia

El átomo de carbono utiliza sus cuatro electrones de valencia para formar cuatro pares enlazantes. Así completa su octeto electrónico.

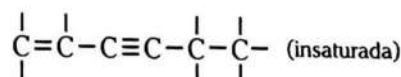
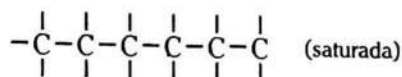
Ejemplos



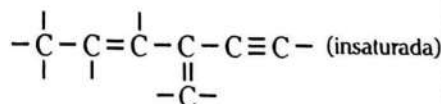
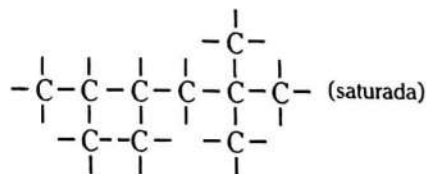
3.3.3. Autosaturación

Esta propiedad se define como la capacidad del átomo de carbono para compartir sus electrones de valencia consigo mismo formando cadenas carbonadas desde las más simples hasta las complejas. Esta propiedad es fundamental en el carbono y la diferencia de los demás elementos químicos, permitiendo explicar la existencia de más compuestos orgánicos que inorgánicos.

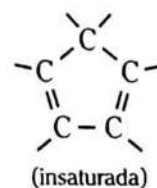
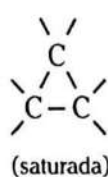
- Cadena lineal



- Cadena ramificada



Cadena abierta



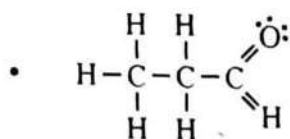
Cadena cerrada

4. Formulación de los compuestos orgánicos

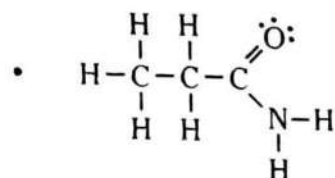
4.1. FÓRMULA DESARROLLADA

Es aquella donde se observan todos los enlaces entre todos los átomos participantes en el compuesto.

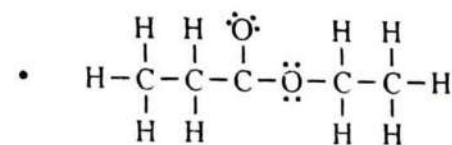
Ejemplos



Aldehído



Amida

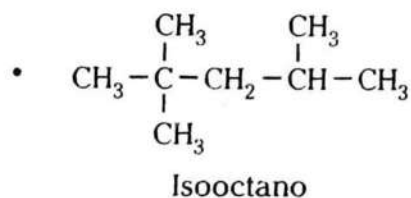
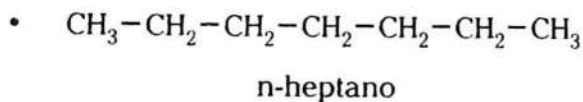


Éster

4.2. FÓRMULA SEMIDESARROLLADA

Es aquella donde solo se observan los enlaces entre átomos de carbono.

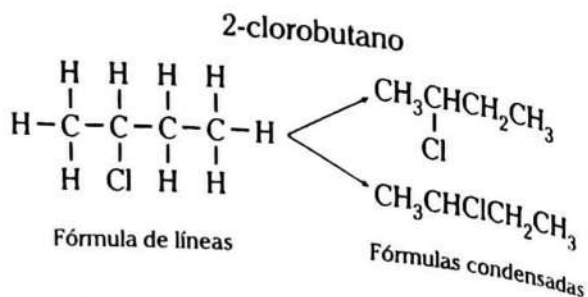
Ejemplos



4.3. FÓRMULA CONDENSADA

Es aquella donde no se observan enlaces entre los átomos.

Ejemplo



4.4. FÓRMULA GLOBAL

Muestra la cantidad total de átomos de cada elemento presentes en el compuesto.

Fórmula global	Compuesto
$\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$	Propanol
$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	Glucosa

NOTA

Las cadenas carbonadas se pueden simbolizar o representar mediante líneas continuas en zigzag, las cuales son representaciones topológicas.

Ejemplo



Nonano

5. Nomenclatura de los compuestos orgánicos

Según la IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada), se nombran los compuestos orgánicos mediante

(raíz o prefijo) + sufijo

POSTULO A
E
TEA

El sufijo depende del tipo de sustancia orgánica.

	Hidrocarburos	Alcoholes	Aldehídos	Aminas
Sufijo	-ano, -eno, -ino	-ol	-al	-amina

La raíz nos indica la cantidad de átomos de carbono presente en el compuesto orgánico.

N.º de C	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Raíz	met-	et-	prop-	but-	pent-	hex-	hept-	oct-	non-	dec-

6. Hidrocarburos

Son las sustancias orgánicas más simples. Están constituidos por átomos del carbono e hidrógeno; por lo tanto, son compuestos binarios. Partiendo de su estructura interna se dividen de la siguiente manera:



6.1. HIDROCARBUROS ALIFÁTICOS

6.1.1. Hidrocarburos saturados o alcanos (parafínicos)

Son hidrocarburos saturados que en su estructura presentan átomos de carbono solo con enlaces simples. Son llamados parafinas debido a la poca reactividad química frente a otras sustancias, solo reaccionan en presencia de la luz ultravioleta.

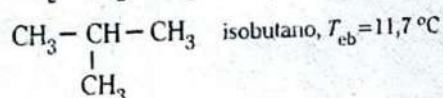
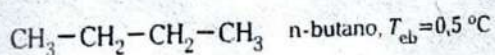
Estructura	Nombre (sufijo)	Fórmula general
$\begin{array}{c} & \\ -C & -C- \\ & \end{array}$	-ano	$C_n H_{2n+2}$ $n \geq 1$

POSTULO A
SOY PRE
TEAM POSTULANTES

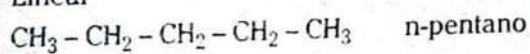
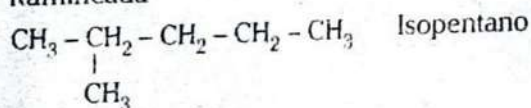
Fórmula desarrollada	Fórmula semidesarrollada	Fórmula global	Nombre IUPAC
$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\text{H}-\text{CH}_3$	CH_4	Metano (80% en gas natural)
$\begin{array}{c} \text{H} & \text{H} \\ & \\ \text{H}-\text{C} & -\text{C}-\text{H} \\ & \\ \text{H} & \text{H} \end{array}$	CH_3-CH_3	C_2H_6	Etano
$\begin{array}{c} \text{H} & \text{H} & \text{H} \\ & & \\ \text{H}-\text{C} & -\text{C} & -\text{C}-\text{H} \\ & & \\ \text{H} & \text{H} & \text{H} \end{array}$	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	C_3H_8	Propano "gas doméstico"

OBSERVACIÓN

A partir de cuatro carbonos, los alcanos presentan isomería de cadena.

**Ejemplo**

¿Cuántos isómeros de cadena posee el pentano C_5H_{12} ?

Resolución**Lineal****Ramificada****6.1.2. Tipos de carbono**

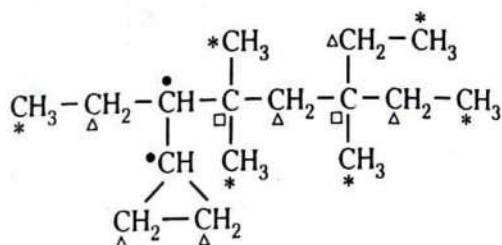
En los hidrocarburos saturados (alcanos) o cuando el carbono solo posea enlaces simples, se pueden reconocer cuatro tipos de carbono.

Tipo de carbono	Estructura de Lewis	Unido a...	Fórmula general
Primario	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \cdots-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	1 carbono	$\text{R}-\text{CH}_3$
Secundario	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \cdots-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\cdots \\ \quad \\ \text{H} \quad \end{array}$	2 carbonos	$\text{R}-\text{CH}_2-\text{R}$
Terciario	$\begin{array}{c} \vdots \\ \\ \cdots-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\cdots \\ \quad \\ \text{H} \quad \end{array}$	3 carbonos	$\begin{array}{c} \text{R} \\ \\ \text{R}-\text{CH}-\text{R} \end{array}$
Cuaternario	$\begin{array}{c} \vdots \\ \\ \cdots-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\cdots \\ \quad \\ \text{C} \quad \text{C} \\ \quad \\ \vdots \quad \vdots \end{array}$	4 carbonos	$\begin{array}{c} \text{R} \\ \\ \text{R}-\text{C}-\text{R} \\ \\ \text{R} \end{array}$

R-: grupo sustituyente

Ejemplo

Indique el número de carbonos primarios, secundarios, terciarios y cuaternarios en el siguiente hidrocarburo.

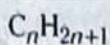


- 6 carbonos primarios (*)
 6 carbonos secundarios (Δ)
 2 carbonos terciarios ($\bullet$)
 2 carbonos cuaternarios ($\square$)

6.1.3. Grupo sustituyente (R-)

Es el conjunto de ramas que se unen a una cadena principal; son especies químicas que poseen un electrón desapareado y se obtienen por ruptura homolítica de un enlace carbono-hidrógeno de un hidrocarburo alifático (grupo alquilo) o aromático (grupo arilo).

Fórmula general

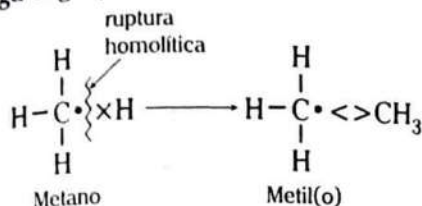


Nomenclatura

Nombre del hidrocarburo: -ilo, -il

Ejemplo

Obtenga el grupo metilo.

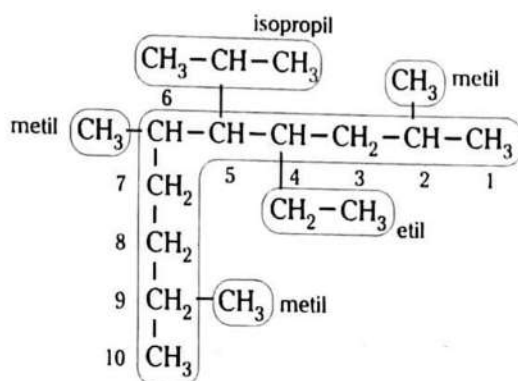


Radical	Nombre
CH_3-	Metil
CH_3-CH_2-	Etil
$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-$	Propil
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \diagdown \\ \text{CH}- \\ \diagup \\ \text{CH}_3 \end{array}$	Isopropil
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \diagdown \\ \text{CHCH}_2- \\ \diagup \\ \text{CH}_3 \end{array}$	Isobutil
$\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}- \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	Secbutil
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3\text{C}- \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	Terbutil
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3\text{CCH}_2- \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	Neopentil

6.1.4. Regla para nombrar alcanos ramificados según IUPAC

- Se determina la cadena principal, que es la cadena carbonada más extensa (con mayor número de carbonos). Si existen dos o más cadenas con igual número de átomos de carbono, se elige la que posee más ramificaciones.
- Se enumera la cadena principal por el extremo más cercano a un grupo alquilo o rama, de tal manera que los grupos posean la menor numeración.
- Se nombran los grupos sustituyentes en orden alfabético indicando su posición o número de carbono al cual van unidos y señalando cantidad mediante prefijos: mono-, di-, tri-, tetra-, y otros.
- Al nombrar las ramas o sustituyentes, no tome en cuenta los prefijos "di-", "tri-", "sec-", "ter-"... para el orden alfabético, pero sí se debe considerar para los prefijos "iso-" y "neo-".
- Se nombra la cadena principal de acuerdo a la cantidad de carbonos.

Ejemplo



4-etil-5-isopropil-2,6,9 trimetildecano

6.1.5. Hidrocarburos insaturados

Son hidrocarburos que en su estructura molecular presentan dobles o triples enlaces, por lo que la cantidad de átomos de hidrógeno es menor que en los alcanos.

a. Alquenos u olefinas

Son hidrocarburos insaturados que en su estructura presentan al menos un enlace doble entre átomos de carbono. Se les llamó olefinicos debido a que sus primeros compuestos al reaccionar con el HCl forman sustancias de consistencia aceitosa (oleo: aceite). Presentan mayor reactividad química que los alcanos a causa de la presencia del enlace pi.

Estructura	Nombre (sufijo)	Fórmula general
>C=C<	-eno	$C_nH_{2n+2-2d}$ $n > 1$ d : números de enlaces dobles

Ejemplos

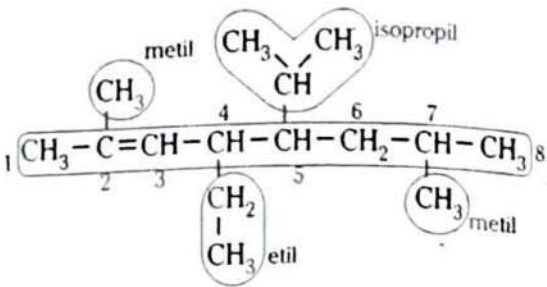
Fórmula semidesarrollada	Fórmula global	Nombre IUPAC
$CH_2=CH_2$	C_2H_4	Eteno o etileno
$CH_2=CH-CH_3$	C_3H_6	Propeno o propileno
$\begin{matrix} 4 & 3 & 2 & 1 \\ CH_3 & CH_2 & CH & =CH_2 \end{matrix}$	C_4H_8	1-buteno (but-1-eno)
$\begin{matrix} 1 & 2 & 3 & 4 \\ CH_3 & CH & =CH & CH_3 \end{matrix}$		2-buteno (but-2-eno)

Nomenclatura en alquenos ramificados

- La cadena principal debe contener enlaces dobles. En la numeración, la prioridad la debe tener el carbono insaturado.

Ejemplo

Dé el nombre al siguiente hidrocarburo.



4-etil-5-isopropil-2,7-dimetiloct-2-eno

- Algunos alquenos presentan isómeros espaciales **geométricos cis** (el mismo plano) y **trans** (en planos opuestos).

Ejemplo

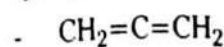
Analicemos el but-2-eno

$\begin{matrix} CH_3 & & CH_3 \\ & \diagdown & / \\ & C = C \\ & / & \diagdown \\ H & & H \end{matrix}$ cis-but-2-eno	$\begin{matrix} CH_3 & & H \\ & \diagdown & / \\ & C = C \\ & / & \diagdown \\ H & & CH_3 \end{matrix}$ trans-but-2-eno
Los dos hidrógenos al mismo lado del espacio	Los dos hidrógenos a lados distintos en el espacio

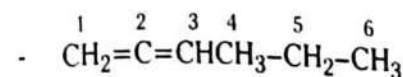
- En los polialquenos, la raíz de la cadena debe finalizar en la vocal “-a” (buta, penta, hexa, etc.). Si son ramificados, se identifica la cadena principal, la cual debe tener mayor número de enlaces dobles, luego se enumera la cadena por el extremo más cercano a un enlace doble, y los radicales deben estar en la menor numeración posible. Presenta la siguiente clasificación:

Con dobles enlaces acumulados
(alenos)

Ejemplos



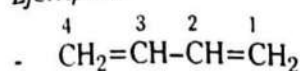
Propadieno



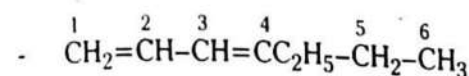
3-metilpenta-1,2-dieno

Con dobles enlaces conjugados

Ejemplos



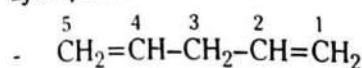
Buta-1,3-dieno



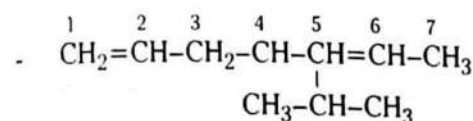
4-etilhexa-1,3-dieno

Con dobles enlaces no conjugados

Ejemplos



Penta-1,4-dieno



4-isopropilhexa-1,5-dieno

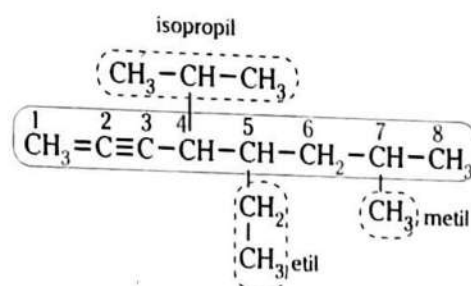
b. Alquinos o acetilénicos

Son hidrocarburos insaturados que en su estructura presentan al menos un enlace triple entre átomos de carbono. Se les llama acetilénicos debido a que el primer compuesto de esta serie es el acetileno.

Estructura	Nombre (sufijo)	Fórmula general
$-\text{C}\equiv\text{C}-$	-ino	$\text{C}_n\text{H}_{2n+2-4t}$ $n > 1$ t : número de enlace triple

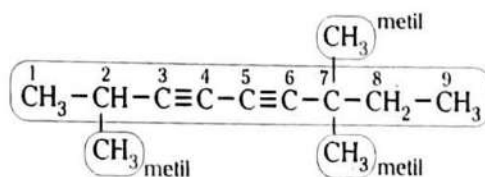
Fórmula semidesarrollada	Fórmula global	Nombre IUPAC
$\text{CH}\equiv\text{CH}$	C_2H_2	Etino o acetileno
$\text{CH}\equiv\text{C}-\text{CH}_3$	C_3H_4	Propino
$\overset{1}{\text{CH}}\equiv\overset{2}{\text{C}}-\overset{3}{\text{CH}_2}-\overset{4}{\text{CH}_3}$	C_4H_6	1-butino (but-1-ino)
$\overset{4}{\text{CH}_3}-\overset{3}{\text{C}}\equiv\overset{2}{\text{C}}-\overset{1}{\text{CH}_3}$		2-butino (but-2-ino)

Ejemplo

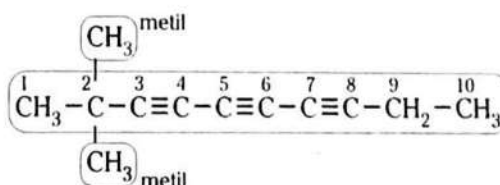


5-etil-4-isopropil-7-metil-2-octino

• En polialquinos



2,7,7-trimetil-3,5-nonadino

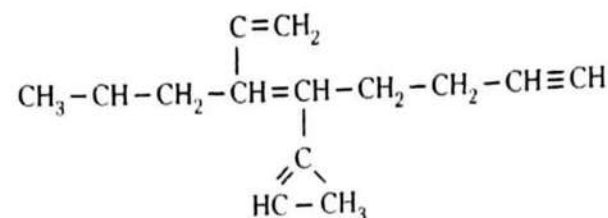


2,2-dimetil-3,5,7-decatrilino

PROBLEMAS RESUELTOS

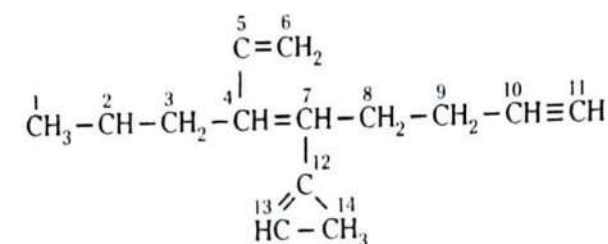
Problema N.º 1

Para el siguiente hidrocarburo alicíclico, identifique aquellos átomos de carbono que no cumplen con su tetravalencia.

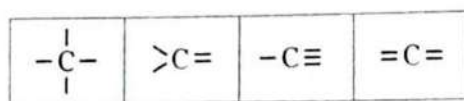


Resolución

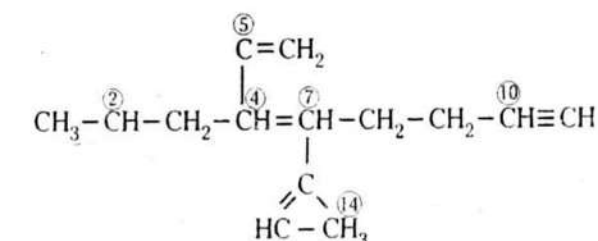
Por motivos de explicación se enumera a todos los átomos de carbono sin ningún tipo de criterio.



Si recordamos la propiedad de tetravalencia, debemos tener claro los cuatro siguientes casos:



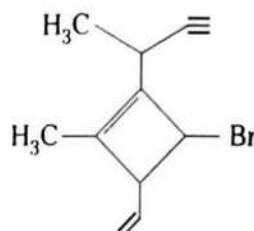
Luego de analizar cada carbono numerado, procedemos a identificar aquellos que incumplen con ser tetravalentes. A continuación se muestra cada uno encerrado en círculo:



Carbono	Error en el C	Corrección (se respeta el enlace múltiple)
2 -CH-	Falta un enlace simple. Tiene 3e ⁻ de valencia.	-CH ₂ -
4 -CH=	Tiene 5e ⁻ de valencia.	-CH=
5 C= 	Falta un enlace simple. Tiene 3e ⁻ de valencia.	CH=
7 =CH-	Tiene 5e ⁻ de valencia.	=C-
10 -CH≡	Tiene 5e ⁻ de valencia.	-C≡
14 >CH ₃	Tiene 5e ⁻ de valencia.	>CH ₂

Problema N.º 2

¿Cuántos carbonos con hibridación sp² y cuántos carbonos secundarios se presentan, respectivamente, en el compuesto mostrado?

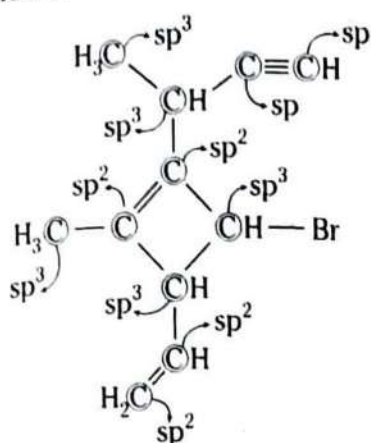


Resolución

Recuerde que la clasificación de carbonos primarios o secundarios, por ejemplo, es para átomos de carbonos saturados o cuya hibridación es del tipo sp³. Así mismo tenga presente lo siguiente:

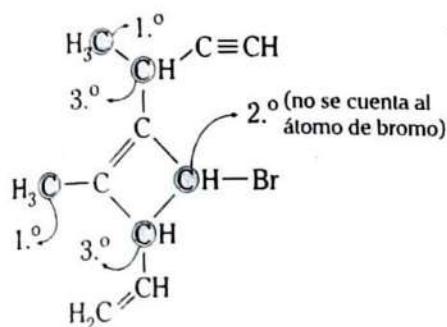
	$\begin{array}{c} \\ -\text{C}- \\ \end{array}$	$>\text{C}=\text{}$	$-\text{C}\equiv$	$=\text{C}=\text{}$
Tipo de hibridación	sp ³	sp ²	sp	sp

Pasando la estructura a su forma semidesarrollada, tenemos



Dando respuesta a la primera pregunta, hay en total cuatro carbonos hibridados como sp^2 .

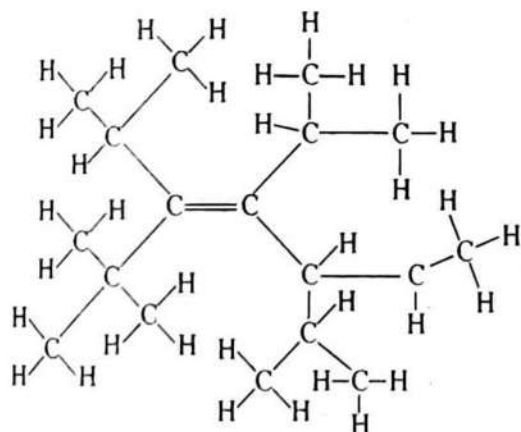
Finalmente, clasificando aquellos carbonos que tienen hibridación sp^3 , tenemos



Por lo tanto, hay un solo carbono secundario.

Problema N.º 3

Respecto al siguiente hidrocarburo:

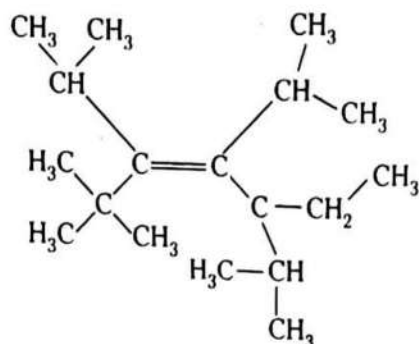


responda lo siguiente:

- I. N.º de átomos en la cadena principal
- II. N.º de sustituyentes (restos orgánicos)
- III. Nomenclatura IUPAC

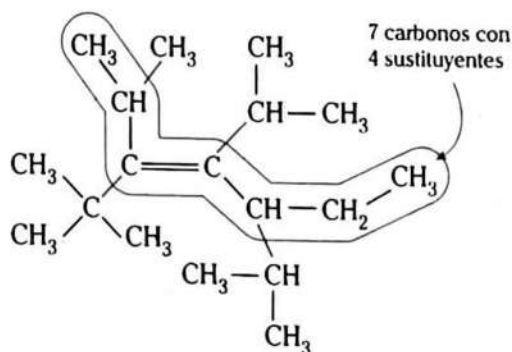
Resolución

Establecemos su fórmula semidesarrollada.

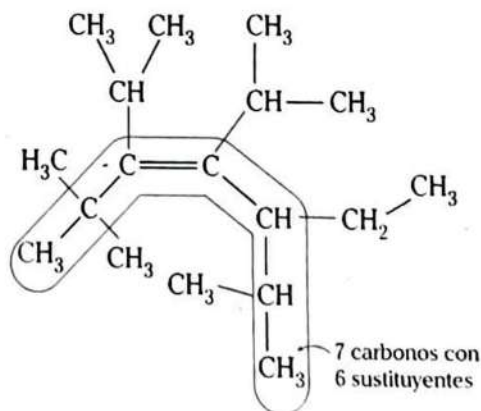


Luego identificamos la cadena principal. Para ello podemos plantear dos supuestas cadenas principales:

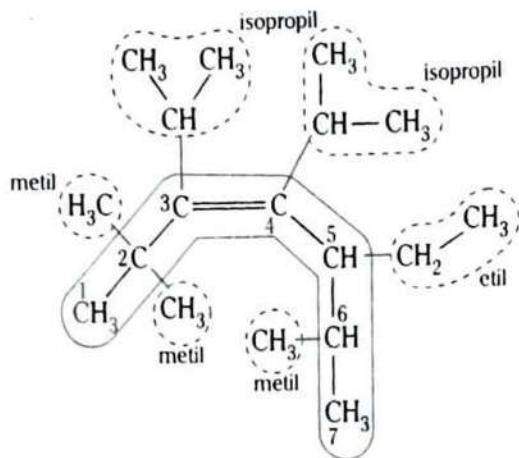
Caso 1



Caso 2



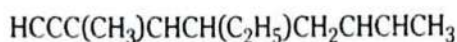
De las dos supuestas cadenas, elegimos la segunda por presentar más sustituyentes. Analizando a este hidrocarburo, tenemos



- I. 7 átomos de carbono
 - II. 6 grupos sustituyente
 - III. Nombre IUPAC
- 5-etil-3,4-diisopropil 1-2,2,6-trimetilhept-3-eno

Problema N.º 4

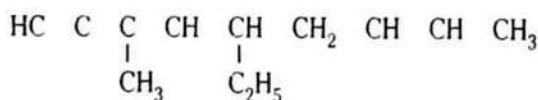
¿Cuál es el nombre IUPAC del siguiente hidrocarburo?



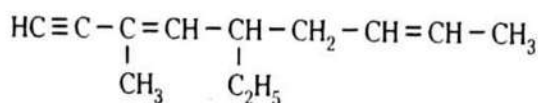
Resolución

Para facilitar la nomenclatura, que implica identificar la cadena principal, es necesario conocer si hay enlaces múltiples. Para ello, separamos los carbonos con sus hidrógenos y los completamos con uniones simples, dobles o triples. La presencia de paréntesis generalmente contiene a un radical o sustituyente.

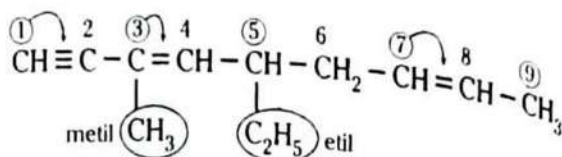
Paso 1



Paso 2



Paso 3

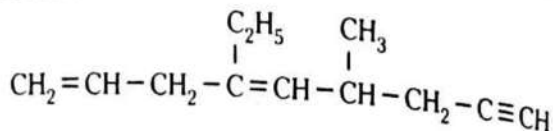


Nombre IUPAC

5-etil-3-metilnona-3,7-dien-1-ino

Problema N.º 5

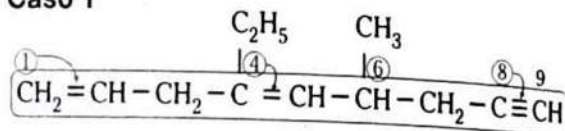
¿Cuál es el nombre IUPAC del siguiente hidrocarburo?



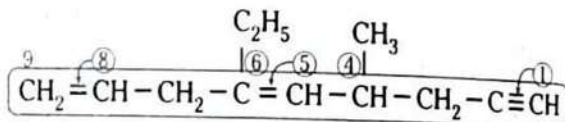
Resolución

La cadena principal será aquella que presente el mayor número de enlaces covalentes dobles o triples. La numeración de dicha cadena deberá comenzar por el extremo más cercano a un enlace múltiple. En caso de equidistancia, se deberá elegir aquella que tiene la menor numeración para los siguientes enlaces múltiples:

Caso 1



Caso 2



De las dos supuestas cadenas principales, analicemos las posiciones de los enlaces múltiples.

Caso 1: posiciones (1) (4) (8)

Caso 2: posiciones (1) (5) (8)

Elegiremos el caso (1) debido a la menor posición de los grupos sustituyentes.

Nombre IUPAC

4-etil-6-metil-1,4-nonadien-8-ino

(4-etil-6-metilnona-1,4-dien-8-ino)

PROBLEMAS PROPUESTOS

NIVEL BÁSICO

1. Respecto a la química orgánica, indique las proposiciones incorrectas.

- Los compuestos orgánicos solo derivan de los seres vivos.
- Su aplicación se da en diversos campos: medicina, agricultura, textil, y otros.
- Estudia los compuestos que derivan de rocas y minerales.
- Es llamada también química del oxígeno.

A) II y III B) I y IV C) II, III y IV
D) I, III y IV E) I y II

2. Señale las propiedades que describen los compuestos orgánicos.

- Presentan elevadas temperaturas de fusión a causa de la fuerte atracción entre los átomos.
- Son solubles en solventes polares como el agua, comportándose como electrolito.
- En su mayoría presentan enlace por compartición.
- Todos los compuestos orgánicos contienen átomos de carbono e hidrógeno, únicamente.

A) solo III B) III y II C) solo I
D) I y II E) I y IV

3. Relacione el tipo de carbono y su característica.

- Negro de humo
 - Antracita
 - Grafito
 - Carbón activado
- Buen conductor de la corriente
 - Fabricación de tinta, papel carbón
 - 90-96% de carbono
 - Alto poder adsorbente

A) Ib B) IVa C) IIId
D) Ia E) IIIc

4. Indique cuál no es una propiedad química del carbono.

- A) tetravalencia
B) covalencia
C) hibridación
D) densidad
E) autosaturación

5. Determine el número de isómeros de cadena que presenta el siguiente hidrocarburo, cuya fórmula es C_6H_{14} .

- A) 3 B) 4 C) 5
D) 2 E) 6

6. Señale verdadero (V) o falso (F) según corresponda.

- Los grupos alquilos ($R-$) tienen la fórmula general C_nH_{2n+1} .
- Los alquinos y dienos son hidrocarburos insaturados.
- El principal uso de los hidrocarburos es como fuente de energía.

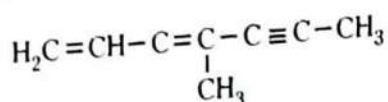
A) FVV B) VVV C) FFF
D) VFV E) FVV

7. El octanaje o índice de octano es una medida de la calidad de las gasolinas como combustibles. Para determinar el octanaje, se debe utilizar una mezcla de isooctano, 2,2,4-trimetilpentano (octanaje de 100) y n-heptano (octanaje de cero). Indique la fórmula global del primer hidrocarburo.

A) C_9H_{18} B) C_8H_{16} C) C_7H_{16}
D) C_8H_{18} E) C_6H_{14}

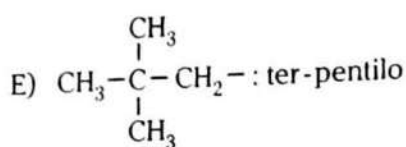
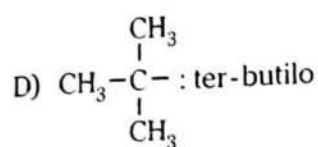
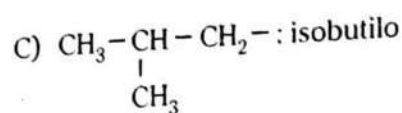
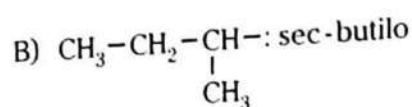
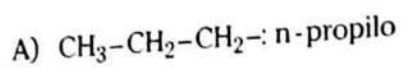
NIVEL INTERMEDIO

8. Señale el número de carbonos con hibridación sp^3 , sp^2 y sp que hay en el compuesto.



- A) 6; 2; 1 B) 3; 4; 2 C) 4; 3; 2
D) 2; 4; 2 E) 3; 3; 3

9. Indique la relación incorrecta respecto a los grupos alquilo.

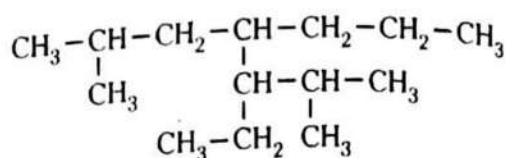


10. Respecto al gas natural, indique los enunciados correctos.

- I. Es una mezcla de hidrocarburos de masas moleculares bajas.
II. Se obtiene por destilación del petróleo.
III. Al igual que el petróleo, es considerado combustible fósil.
IV. Está constituido por mezcla de alcanos con átomos de C_6 al C_{11} .

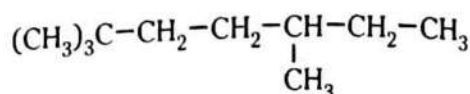
- A) I y II B) I, II y IV C) I, II y III
D) II y III E) II y IV

11. Según la IUPAC, nombre el siguiente compuesto orgánico.



- A) 5-isopropil-2-metil-4-propilheptano
B) 5-etil-2,6-dimetil-4-propilheptano
C) 4-isobutil-3-isopropilheptano
D) 3-etil-4-isobutil-2-metilheptano
E) 3-etil-2,6-dimetil-4-propilheptano

12. Nombre según la IUPAC el siguiente compuesto.



- A) 3-metilnonano
B) 3,6,6-trimetilheptano
C) 5-etil-2,2-dimetilhexano
D) 2,5,5-trimetilheptano
E) 2,2,5-trimetilheptano

13. Para el compuesto 3-etil-6-metiloctano, señale la veracidad (V) o falsedad (F) según corresponda.

- I. Contiene dos átomos de carbono del tipo terciario.
II. Es isómero de cadena con 3,7-dimetilnonano.
III. Dos moles del compuesto pesan 312 g.
IV. La cadena principal contiene dos grupos sustituyentes.

- A) VVFF B) FVVV C) VVVV
D) FFVV E) VFVF

NO VENDA EL PDF , COMPARTELO

Compuestos orgánicos oxigenados

Capítulo XXI

OBJETIVOS

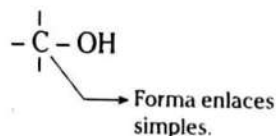
- Distinguir y clasificar los compuestos oxigenados según su grupo funcional.
- Nombrar y formular aplicando las reglas de la IUPAC.
- Identificar las principales propiedades y aplicaciones de los compuestos oxigenados más resaltantes.

1. Concepto

Son compuestos orgánicos ternarios, constituidos por tres elementos: carbono, hidrógeno y oxígeno, que se caracterizan por presentar un conjunto de átomos iguales denominados grupo funcional, el cual es responsable de las propiedades físicas y químicas; por ello nos facilita su reconocimiento. Entre los principales compuestos orgánicos oxigenados tenemos el alcohol, éter, aldehído, acetona, ácido carboxílico, éster...

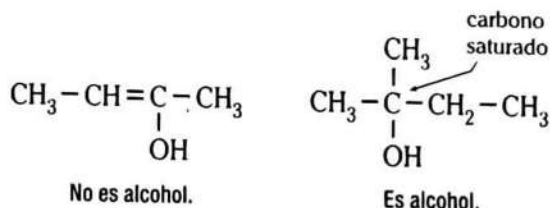
2. Alcoholes

Son compuestos que contienen el grupo funcional hidroxilo ($-OH$), el cual debe estar enlazado a un átomo de carbono que posea solo enlaces simples (carbono saturado). Además, cada átomo de carbono debe contener solo un grupo funcional $-OH$.



Ejemplo

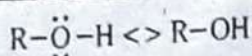
Indique aquella sustancia que es considerada un alcohol (carbono insaturado).



Función oxigenada	Grupo funcional	Nombre grupo funcional	Fórmula general
Alcohol	$-OH$	Hidroxilo	ROH
Éter	$-\ddot{O}-$	Oxi	ROR'
Aldehído	$-CHO$	Carbonilo	$RCHO$
Cetona	$-CO-$	Carbonilo	$RCOR'$
Ácido carboxílico	$-COOH$	Carboxilo	$RCOOH$
Éster	$-COOR$	Alcoxicarboxilo	$RCOOR'$

R', R: grupo sustituyente

Estructura



+R: grupo alquilo o arilo

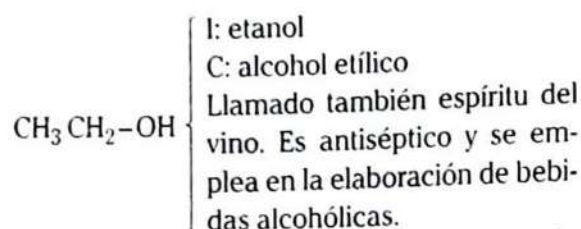
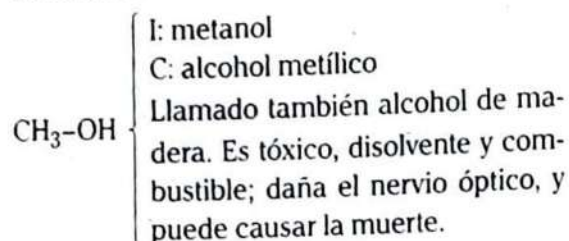
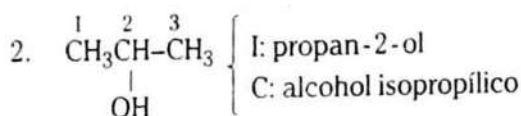
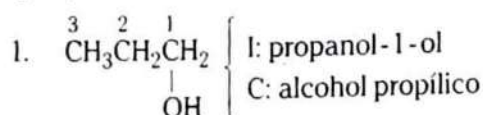
Nomenclatura común (C)

alcohol + (nombre del sustituyente) + ico

Nomenclatura IUPAC (I)

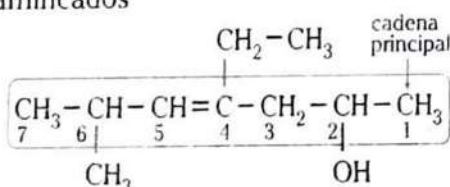
(nombre del hidrocarburo) + ol

En lineales

**Ejemplos****OBSERVACION**

Los alcoholes con tres o más átomos de carbono presentan isomería de posición. Se enumera la cadena. El carbono unido al grupo -OH debe poseer la menor posición.

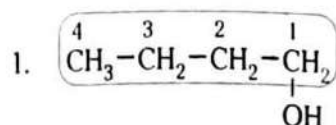
En ramificados



4-etil-6-metilhepten-4-en-2-ol

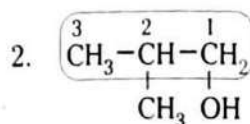
2.1. TIPOS DE ALCOHOLES**2.1.1. Según el número de los grupos hidroxilos -OH****a. Monoles**

Poseen solo un grupo funcional -OH.

Ejemplos

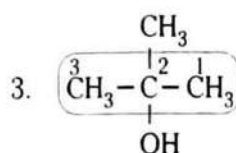
I: 1-butanol (butan-1-ol)

C: (alcohol n-butílico)



I: 2-metil-1-propanol (2-metilpropan-1-ol)

C: alcohol isobutílico

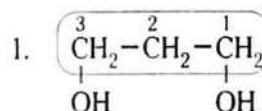


I: 2-metil-2-propanol (2-metilpropan-2-ol)

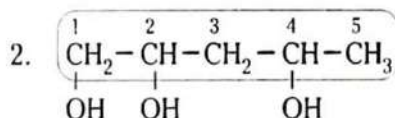
C: alcohol terbutílico

b. Polioles

Poseen dos o más grupos funcionales -OH.

Ejemplos

1,3-propanodiol (propano-1,3-diol)

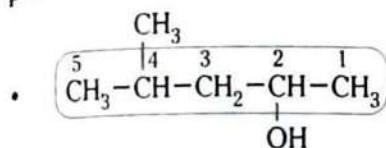


1,2,4-pentanotriol (pentano-1,2,4-triol)

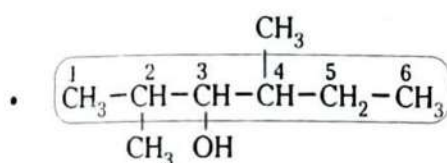
2.1.2. Según la posición del grupo funcional -OH en la cadena carbonada

Alcohol primario	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\underset{\substack{ \\ \text{carbono primario}}}{\text{CH}_2}-\text{OH}$
Alcohol secundario	$\text{CH}_3-\underset{\substack{ \\ \text{carbono secundario}}}{\text{CH}(\text{OH})}-\text{CH}_3$
Alcohol terciario	$\text{CH}_3-\underset{\substack{ \\ \text{OH} \\ \text{carbono terciario}}}{\text{C}(\text{CH}_3)}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$

En ramificados se enumera la cadena. El carbono del grupo funcional debe tener la menor posición.

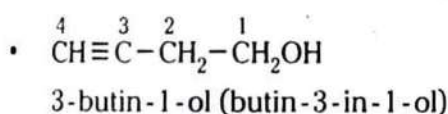
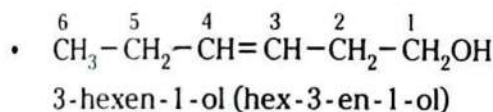


4-metil-2-pentanol (4-metilpentan-2-ol)



2,4-dimetil-3-hexanol (2,4-dimetilhexan-3-ol)

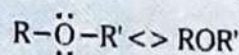
En insaturados



3. Éteres

Son compuestos orgánicos que poseen un grupo funcional denominado oxi ($-\ddot{\text{O}}-$). Son volátiles e inflamables; además R y R' representan los mismos o distintos grupos sustituyentes orgánicos. Si los grupos (-R) son iguales, el éter se llama **simétrico**, y si son diferentes, se llama **asimétrico**. Son isómeros de función con los alcoholes de igual número de carbonos.

Estructura



R: grupo alquilo o arilo

Nomenclatura

Común (C): (nombre de los sustituyentes)+éter
orden alfabético

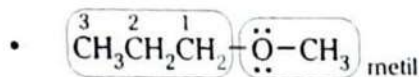
IUPAC (I): Se continúan los pasos de nomenclatura de los hidrocarburos considerando como grupos sustituyentes o ramas a los siguientes:

- $\text{CH}_3-\ddot{\text{O}}-$: metoxi
- $\text{C}_2\text{H}_5-\ddot{\text{O}}-$: etoxi
- $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\ddot{\text{O}}-$: propoxi
- $(\text{CH}_3)_2-\text{CH}-\ddot{\text{O}}-$: isopropoxi

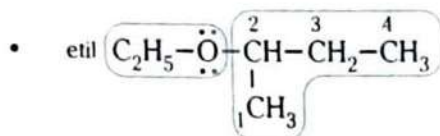
Ejemplos

1. $\text{CH}_3-\ddot{\text{O}}-\text{CH}_3$
I: metoximetano
C: dimetiléter (éter simétrico)
2. $\text{CH}_3\text{CH}_2-\ddot{\text{O}}-\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$
I: etoxipropano
C: etilpropiléter (éter asimétrico)

Para éteres superiores se utiliza la nomenclatura IUPAC

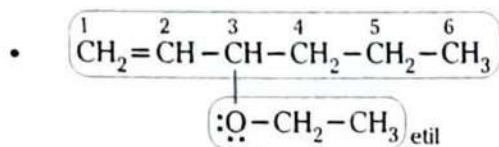


1-metoxipropano

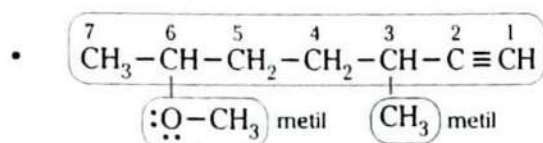


2-etoxibutano

En insaturados



3-etoxi-1-hexeno (3-etoxihex-1-eno)

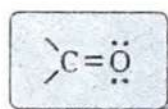


3-metil-6-metoxi-1-heptino

4. Compuestos carbonílicos

Son los compuestos orgánicos que contienen en su estructura al grupo carbonilo ($-\text{C}(=\text{O})-$). Son isómeros de función con igual número de carbonos.

Grupo funcional

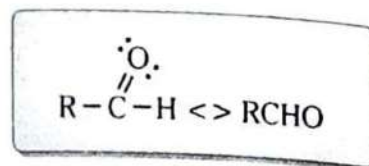


Carbonilo

4.1. ALDEHÍDOS

Son compuestos cuyo grupo funcional carbonilo se encuentra unido directamente a un átomo de hidrógeno ($-\text{CHO}$). Son reductores débiles.

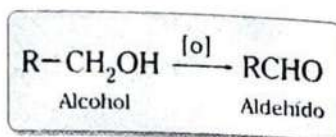
Estructura



R: grupo alquilo o arnilo

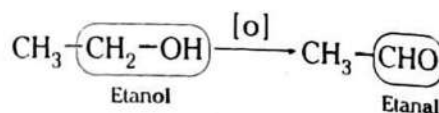
Obtención

Se obtienen por oxidación de los alcoholes primarios. Para ello se emplean agentes oxidantes fuertes como el dicromato de potasio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$).



$[\text{o}] < > \text{oxidación}$

Ejemplo



Nomenclatura

Común (C): (raíz común) + aldehído

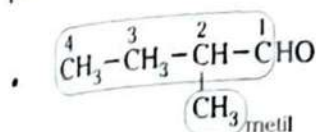
#C	1	2	3	4	5
Raíz común	form-	acet-	propión-	butir-	valer-

IUPAC (I): (nombre del hidrocarburo) + al

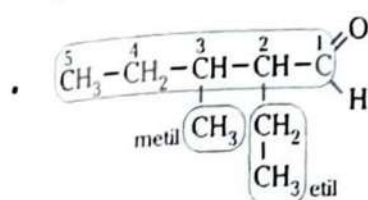
Ejemplos

- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHO}$
I: propanal
C: propionaldehído
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CHO}$
I: butanal
C: butiraldehído
- $\text{C}_6\text{H}_5-\text{CHO}$: benzaldehído

En ramificados se debe enumerar la cadena para señalar la posición de las ramas; no es necesario señalar la posición del carbono del grupo funcional, pues siempre tendrá la primera posición.

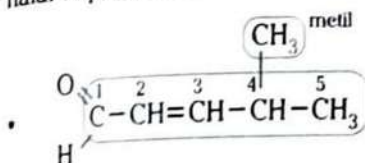


2-metilbutanal

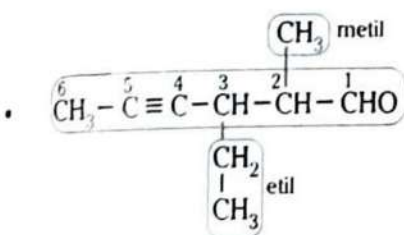


2-etil-3-metilpentanal

En insaturados se enumera la cadena para señalar la posición de la insaturación.



4-metil-2-pentenal (4-metilpent-2-enal)

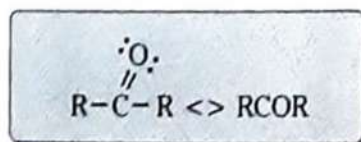


3-etil-2-metil-4-hexinal (3-etil-2-metilhex-4-inal)

4.2. CETONAS

Son compuestos orgánicos que poseen el grupo funcional carbonilo ($-\text{CO}-$). La primera cetona contiene tres átomos de carbono. Si los grupos ($-\text{R}$) son iguales, la cetona es llamada simétrica, y si son diferentes, se llama asimétrica. Son malos reductores.

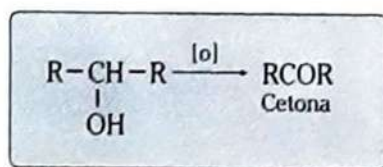
Estructura



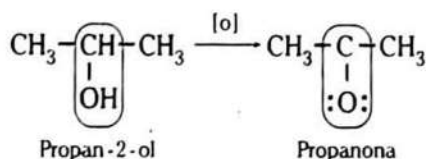
R: grupo alquilo o arilo

Obtención

Se obtienen por oxidación de los alcoholes secundarios.



Ejemplo



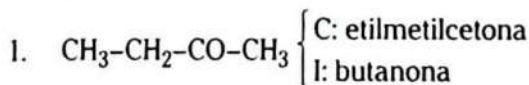
Nomenclatura

Común (C):

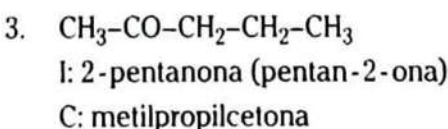
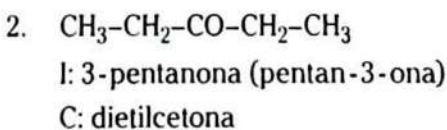
(nombre de los sustituyentes) + cetona
orden alfabético

IUPAC (I): (nombre del hidrocarburo) + ona

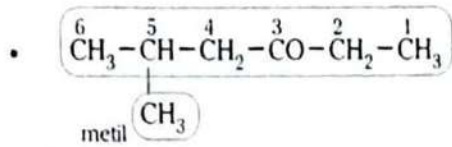
Ejemplos



A partir de cinco carbonos se observa isomería de posición.

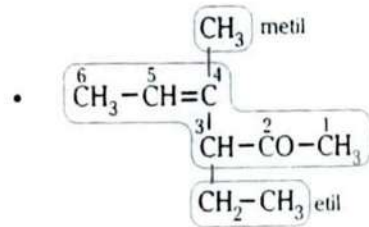


En ramificados se enumera la cadena. El carbono del grupo funcional debe poseer la menor posición.

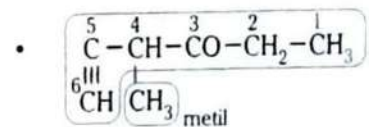


5-metil-3-hexanona (5-metilhexan-3-ona)

En insaturados



3-etil-4-metil-4-hexen-2-ona
(3-etil-4-metilhex-4-en-2-ona)

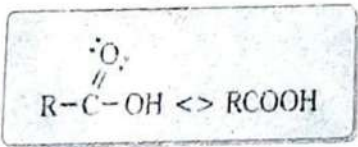


4-metil-5-hexin-3-ona
(4-metilhex-5-in-3-ona)

5. Ácidos carboxílicos

Son compuestos orgánicos que poseen el grupo funcional carboxilo (-COOH), y en forma natural se encuentran presentes en las plantas (hortiga), frutas (limón, manzana...), entre otros.

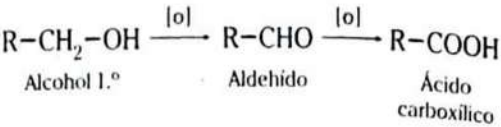
Estructura



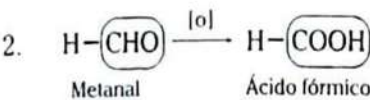
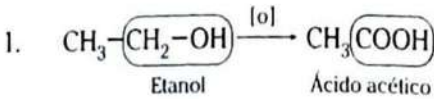
R: grupo alquilo o arilo

Obtención

Se obtiene mediante la oxidación severa de alcoholes primarios u oxidación de aldehídos.



Ejemplos



Nomenclatura

Común (C): ácido (raíz común) + ico
IUPAC (I):

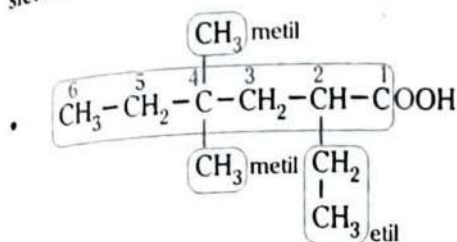
ácido (nombre del hidrocarburo) + oico

Ejemplo

Nombres y fuentes naturales de los ácidos carboxílicos

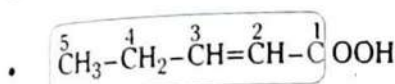
Estructura	HCOOH
	CH ₃ COOH
	CH ₃ CH ₂ COOH
	CH ₃ CH ₂ CH ₂ COOH
Nombre IUPAC	Ácido metanoico
	Ácido etanoico
	Ácido propanoico
	Ácido butanoico
Nombre común	Ácido fórmico
	Ácido acético
	Ácido propiónico
	Ácido butírico
Fuente natural	Destilación destructiva de hormigas
	Fermentación del vino
	Fermentación de lácteos
	Mantequilla

En ramificados, se enumera para señalar la posición de la rama

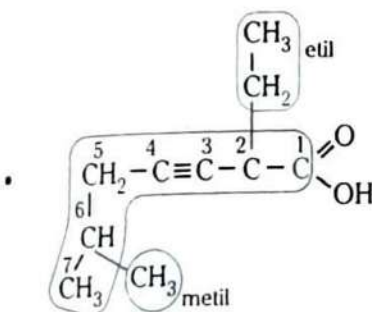


Ácido 2-etil-4,4-dimetil-hexanoico

En insaturado



Ácido-2-pentenoico (ácido pent-2-enoico)



Ácido 2-etil-6 metil-3-heptinoico
(ácido 2-etil-6-metilhept-3-inoico)

5.1. ÁCIDOS GRASOS

Llamados también ácidos superiores. Se obtienen por hidrólisis de las grasas. Se caracterizan por no disolverse en el agua.

Ejemplos

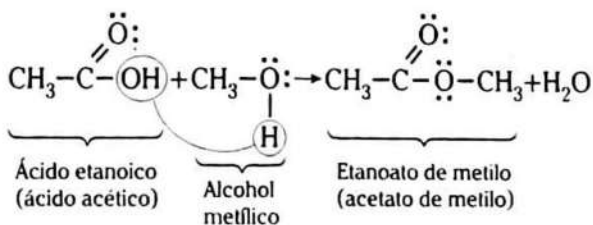
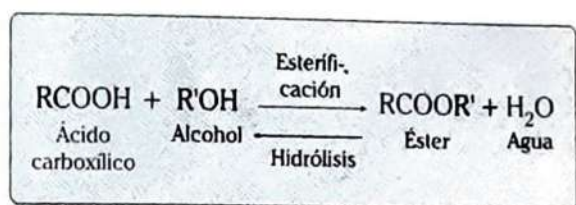
1. $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{10}\text{COOH}$ $\left\{ \begin{array}{l} \text{Ácido dodecanoico} \\ (\text{ácido láurico}) \end{array} \right.$
2. $\text{CH}_2(\text{CH}_2)_{16}\text{COOH}$ $\left\{ \begin{array}{l} \text{Ácido octadecanoico} \\ (\text{ácido esteárico}) \end{array} \right.$

6. Ésteres

Son compuestos orgánicos que se caracterizan por tener olor y sabor agradable (ésteres livianos). Se obtienen a partir de la reacción de esterificación; en forma natural, se encuentran presentes en las flores y frutas. Se emplean para elaborar pasteles, dulces, helados.

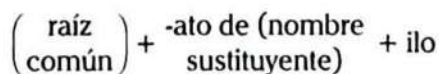
Obtención

El proceso de obtención es llamado esterificación.

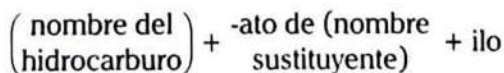


Nomenclatura

Común (C):



IUPAC (I):

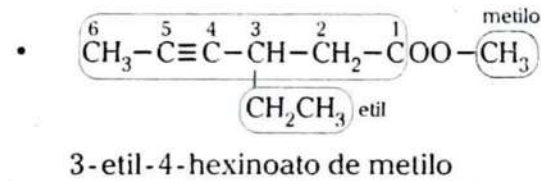
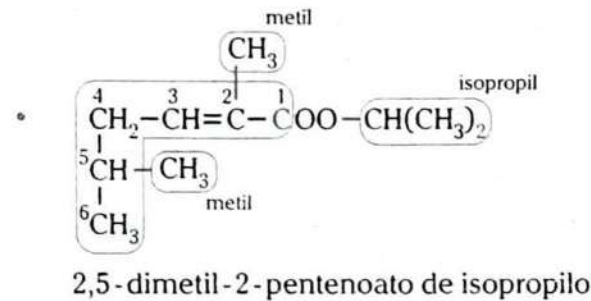
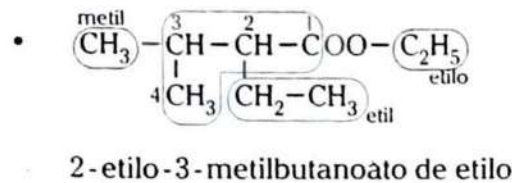


Ejemplos

1. $\text{CH}_3\text{COOC}_4\text{H}_9$
I: etanoato de butilo
C: acetato de butilo (olor a plátano)
2. $\text{C}_3\text{H}_7\text{COOC}_5\text{H}_{11}$
I: butanoato de pentilo
C: pentanoato de pentilo (olor a albaricoque)

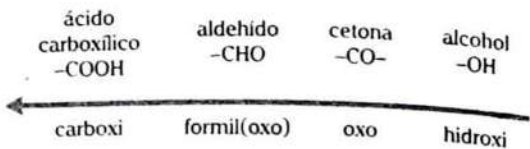
- 3. $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOC}_2\text{H}_5$
I: butanoato de etilo
C: butirato de etilo (olor a piñas)
- 4. $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOC}_5\text{H}_{11}$
I: pentanoato de pentilo
C: valerato de pentilo (olor a manzanas)

En ramificados e insaturados se enumera para indicar la posición del carbono insaturado o rama.

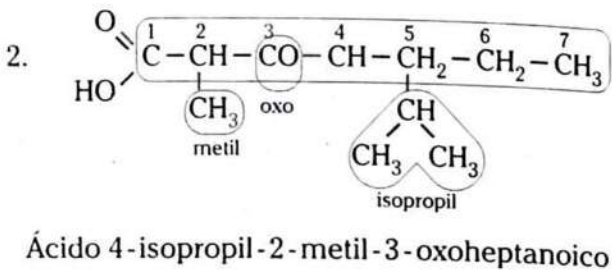
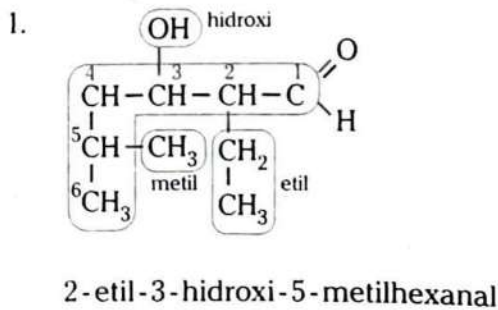


7. Polifuncionales

Son compuestos que contienen en su estructura más de un grupo funcional. Para su nomenclatura es necesario considerar la siguiente jerarquía y su respectivo nombre como sustituyente:



Ejemplos

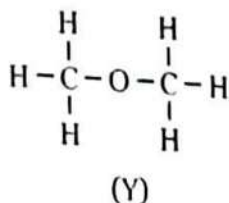
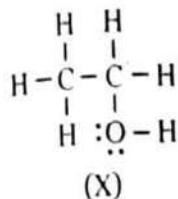


POSTULO A
SOY PRE
TEAM POSTULANTES

PROBLEMAS RESUELTOS

Problema N.º 1

Indique la secuencia correcta después de determinar si la proposición es verdadera (V) o falsa (F) sobre las siguientes especies químicas.



- I. La sustancia Y se llama éter dimetílico.
- II. La sustancia X es constituyente del pisco.
- III. Las especies químicas mostradas son isómeros de posición.

Resolución

Pasemos las fórmulas desarrolladas a semidesarrolladas.

Sustancia	F. semidesarrollada	F. global	N. común	N. IUPAC	Propiedad
X	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{OH}$	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$	Alcohol etílico	Etanol	• Líquido incoloro • Disolvente orgánico • Inflamable • Combustible
Y	$\text{H}_3\text{C}-\ddot{\text{O}}-\text{CH}_3$	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$	Éter dimetílico	Metoxi metano	• Gas incoloro • Olor etéreo • Soluble en agua • Repelente de aerosoles

Ahora, analicemos cada proposición.

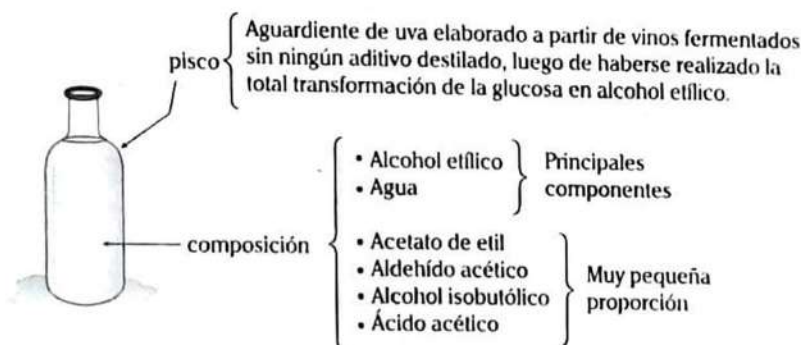
I. Verdadero

Se reconoce por el grupo funcional oxi. $-\ddot{\text{O}}-$

II. Verdadero

El alcohol etílico ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) es el principal constituyente del pisco cuya presencia, en grados alcohólicos volumétricos, se encuentra entre 38° y 46° .

POSTULO A
SOY PRE
TEAM POSTULANTES

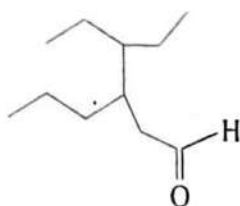


III. Falso

Ambos compuestos presentan isomería de función. X es un alcohol, mientras que Y es un éter.

Problema N.º 2

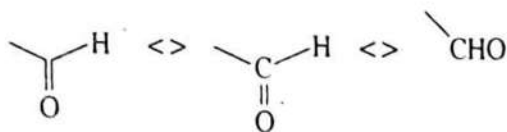
La reducción del



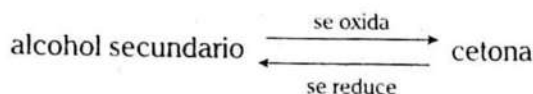
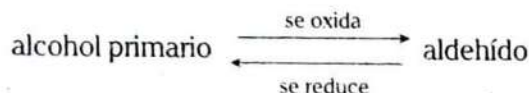
produce un o una
de nombre

Resolución

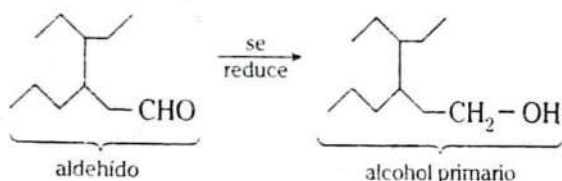
Identificamos al compuesto oxigenado. Se trata de un aldehído.



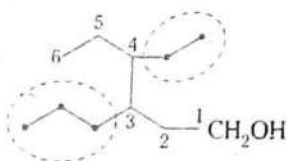
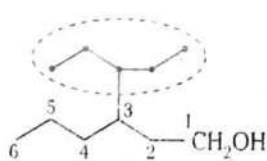
Ahora, piden el producto que se obtiene de la reducción. Si recordamos las oxidaciones de los alcoholes, tenemos



El aldehído al reducirse forma un alcohol primario.



Para la nomenclatura del alcohol, tenemos dos supuestas cadenas principales.

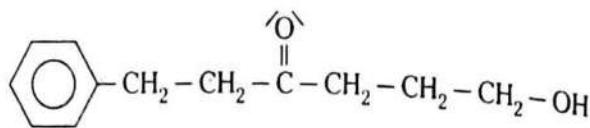
Caso 1**Caso 2**

Elegimos la primera por presentar más sustituyentes.

La reducción produce un alcohol primario de nombre 4-etil-3-propilhexan-1-ol

Problema N.º 3

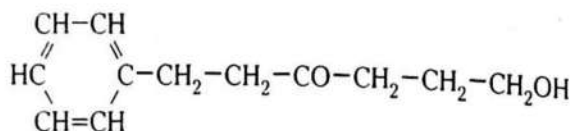
Indique los enunciados correctos sobre la siguiente estructura.



- Tiene como fórmula global $C_{12}H_{16}O_3$.
- Su nombre IUPAC es 1-fenil-6-hidroxihexan-3-ona.
- Presenta tres grupos funcionales.
- Su cadena principal tiene seis carbonos, de los cuales cuatro de ellos son secundarios.

Resolución**I. Incorrecto**

Si completamos la estructura en su fórmula semidesarrollada, tenemos

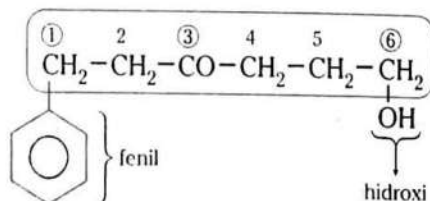


Contando la cantidad de átomos hay 12C, 16H y solo 2O.

II. Correcto

De los grupos funcionales oxigenados:

-CO- y -OH, el de mayor jerarquía es el carbonilo (-CO-).



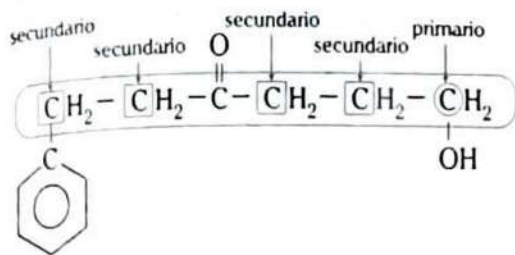
Nombre: 1-fenil-6-hidroxihexan-3-ona

III. **Incorrecto**

Los únicos grupos funcionales son el -CO- (carbonilo) y el -OH (hidroxilo).

IV. **Correcto**

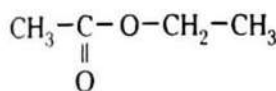
Si nos concentramos en la cadena principal



se observa 1C (primario) y 4C (secundario). El carbono del carbonilo no se cuenta, pues su hibridación es sp^2 .

Problema N.º 4

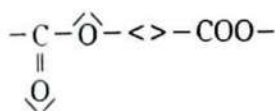
Escriba el nombre del siguiente compuesto.



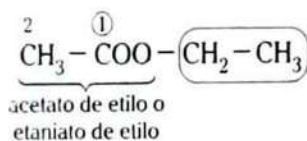
Resolución

Identificamos al grupo funcional del compuesto oxigenado. Vemos que se trata de un éster.

Recordar que



Luego tenemos



Problema N.º 5

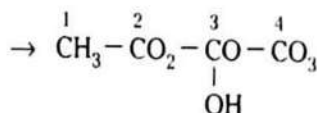
¿Cuál de las siguientes alternativas representa a un compuesto oxigenado con su nombre según IUPAC?

- I. Butan-3-ol
- II. 3,5-dimetilhex-1-en-4-ona
- III. 2-etilpropanato de atilo
- IV. 3-metilbutanal
- V. 1-metoxi-1-vinil butano

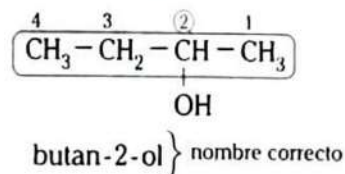
Resolución

Si planteamos la fórmula semidesarrollada para cada oxigenado, tenemos

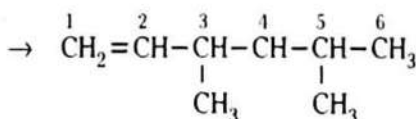
- I. Butan-3-ol } nombre propuesto
 { 4C en la cadena principal } un alcohol con el grupo -OH en posición (3)



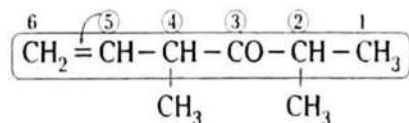
Nos damos cuenta que hay un error en la enumeración. Lo correcto será



- II. 3,5-dimetilhex-1-en-4-ona } nombre propuesto
 { 6C en la cadena principal } doble enlace para posición (1) } cetona con grupo "-CO-" en posición (4)



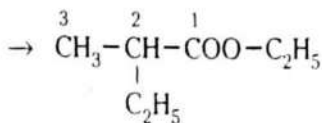
El error cometido fue priorizar al grupo funcional de los alquenos en vez de la función cetona. La numeración y nombre final adecuado será



2,4-dimetilhex-5-en-3-ona } nombre correcto

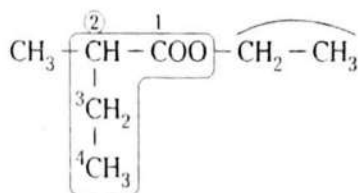
III. 2-etilpropaniato de etilo } nombre
propuesto

3C en la cadena principal función éster



El error observado está en la cadena principal pues debe tener 4C.

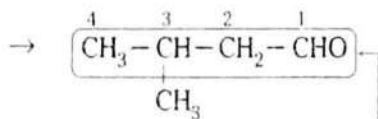
La numeración y nombre final será



2-metilbutanuato de etilo } nombre
correcto

IV. 3-metilbutanal } nombre
propuesto

4C en la cadena principal aldehído



Es adecuado el nombre del aldehído.

V. 1-metoxi-1-vinilbutano } nombre
propuesto

éter 4C como
cadena principal

Antes de plantear la fórmula semidesarrollada, recuerde que

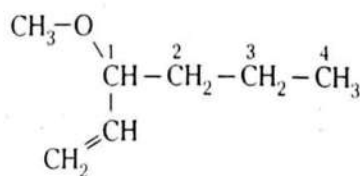
CH_3 - (metil)

$\text{CH}_2=\text{CH}_2$ (eteno)

$\text{CH}_3 - \ddot{\text{O}} -$ (metoxi)

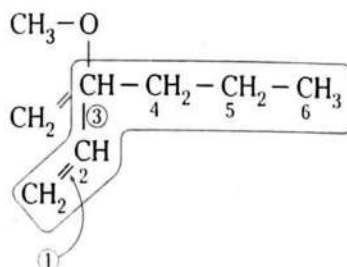
$\text{CH}_2=\text{CH}$ - (etenil o vinil)

Ahora



El error cometido fue no ver la jerarquía que tiene el doble enlace.

Lo adecuado será así:



3-metoxihex-1-eno } nombre correcto

PROBLEMAS PROPUESTOS

NIVEL BÁSICO

1. Señale el compuesto que no pertenece a una función oxigenada.

- A) CH_3COCH_3 B) $\text{CH}_3\text{OCH}_2\text{CH}_3$
 C) CH_3CONH_2
 D) HCOOH E) $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOCH}_3$

2. Indique qué proposiciones son verdaderas (V) o falsas (F) con respecto a los compuestos oxigenados.

- I. El grupo funcional contiene uno o más átomos que incluyen al oxígeno.
 II. Son compuestos binarios.
 III. Algunos se encuentran presentes en flores y frutas.
 IV. Sus propiedades son iguales.

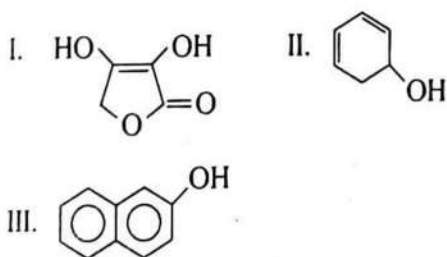
- A) VFVF B) FFVF C) FFVV
 D) VVFF E) FVFV

3. Relacione el compuesto oxigenado con su grupo funcional.

- I. Alcohol a. Oxi
 II. Aldehído b. Formil
 III. Éter c. Carbonilo
 IV. Cetona d. Hidroxilo

- A) Ia, IId, IIc, IVb
 B) Ib, IIc, IIIa, IVd
 C) Id, IIc, IIIb, IVa
 D) Id, IIb, IIIa, IVc
 E) Ia, IIb, IIc, IVd

4. ¿Qué fórmulas no representan a un alcohol?



- A) todas B) I y II C) I y III
 D) II y III E) solo II

5. Respecto a los compuestos carbonílicos, indique cuántas proposiciones son incorrectas.

- Poseen el grupo funcional carboxilo.
- Son isómeros de función con igual número de carbonos.
- Los aldehídos derivan de la oxidación de los alcoholes primarios.
- Al oxidarse las cetonas se obtiene ácido carboxílico.

- A) 3 B) 1 C) 4
 D) 2 E) 0

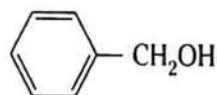
6. ¿Qué proposiciones son verdaderas (V) o falsas (F) con respecto a los éteres?

- I. Son isómeros de función con los alcoholes de igual número de carbonos.
 II. Pueden ser simétricos o asimétricos.
 III. Son volátiles e inflamables.
 IV. Su grupo funcional es el metoxi.

- A) FFVV B) VFVF C) VVVV
 D) FFFV E) VVVF

NIVEL INTERMEDIO

7. Respecto al siguiente compuesto:



indique qué proposiciones son correctas.

- I. No es un alcohol.
 II. Es un alcohol secundario.
 III. Es un monol.
 IV. Es el alcohol bencílico.

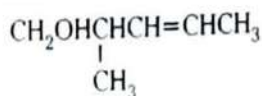
- A) solo III B) I y III C) II y IV
 D) III y IV E) solo IV

8. Respecto al 3-etilhexan-2-ol, indique si las siguientes proposiciones son verdaderas (V) o falsas (F).

- I. Es un alcohol saturado, cuya fórmula es $C_8H_{18}O$.
 II. Presenta una masa molar de 130 uma.
 III. Contiene dos carbonos terciarios.
 IV. Su oxidación produce una cetona.

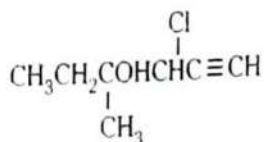
- A) FVVV B) FFVV C) FFVF
 D) VFFV E) VVVF

9. Señale el nombre sistemático del siguiente compuesto.



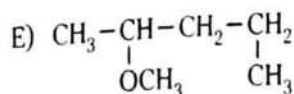
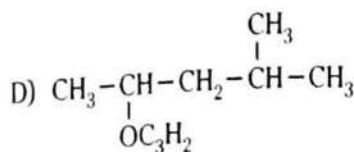
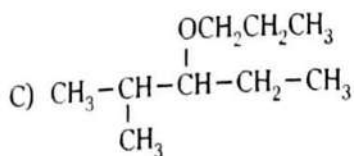
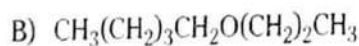
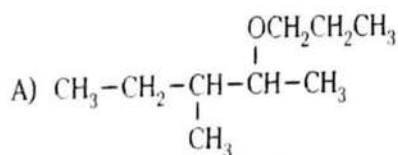
- A) 2-metil-pentanol
 B) 2-metil-pentenol
 C) 2-metil-3-penten-1-ol
 D) 5-hidroxi-2-penteno
 E) 1-hidroxi-2-metil-penteno

10. Señale el nombre IUPAC del siguiente alcohol.



- A) 3-hidroxi-3-metil-4-cloro-5-hexino
 B) 3-cloro-4-hidroxi-4-metil-hexino
 C) 4-metil-3-cloro-5-hexinol
 D) 2-etil-2-hidroxi-3-cloro-5-hexino
 E) 3-cloro-4-metilhex-1-in-4-ol

11. Indique la fórmula del siguiente éter.
 3-metil-2-propoxipentano



12. Respecto al éter sulfúrico, indique qué proposiciones son correctas.

- I. Es un éter simétrico.
 II. Es un isómero de función del butanona.
 III. Es el dimetiléter.
 IV. Se usa como anestésico y en aplicaciones farmacéuticas.

- A) I y IV B) II y III C) I, II y IV
 D) I y III E) todas

13. Respecto a los aldehídos, indique el número de enunciados correctos.

- El grupo funcional se une a dos grupos sustituyentes.
- Son reductores débiles.
- El formaldehído es el primer compuesto.
- Al oxidarse forman ácido carboxílico.

- A) 4 B) 1 C) 3
 D) 2 E) 0

14. La reducción de un aldehído produce

- A) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHO}$. B) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$.
 C) CH_3OCH_3 .
 D) CH_3COCH_3 . E) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$.

15. Indique la atomicidad del ácido 3-pentinoico.

- A) 12 B) 16 C) 15
 D) 11 E) 13

Compuestos orgánicos nitrogenados

Capítulo XXII

OBJETIVOS

- Reconocer y diferenciar los compuestos nitrogenados sobre la base de sus grupos funcionales.
- Aplicar correctamente la nomenclatura y formulación de las aminas, amidas y nitrilos.
- Relacionar las principales propiedades y aplicaciones de estos compuestos con sus estructuras químicas.

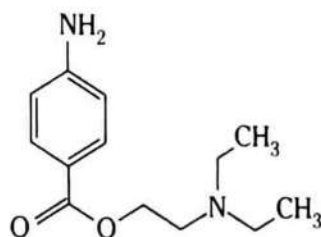
El nitrógeno es un elemento muy común en la naturaleza. No solo es la sustancia más abundante del aire, sino que lo hallamos en una variedad de compuestos orgánicos e inorgánicos. A nivel biológico, por ejemplo, podemos citar a los aminoácidos, las proteínas, las vitaminas, las hormonas, etc. Sin embargo, partiremos de algo más sencillo, del estudio general de las aminas ($-NH_2$), amidas ($-CO-NH_2$) y nitrilos ($-CN$). Estas funciones nitrogenadas también las podemos hallar en compuestos cotidianos, como fertilizantes, tintes, fibras sintéticas, insecticidas, fármacos, entre otros. Por todo ello, la importancia de su estudio queda evidenciada.

1. Definición

Se denominan así a aquellos compuestos orgánicos en cuya composición, además de carbono e hidrógeno, encontramos al elemento nitrógeno. Sin embargo, pueden contener también oxígeno. A esto podemos adicionar el carácter básico que presentan.

Ejemplo

La novocaína (anestésico)



2. Clasificación

De la diversidad de compuestos nitrogenados agrupados en funciones, veremos a continuación tres de ellas.

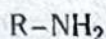
2.1. AMINAS

Pueden considerarse como derivados del amoníaco (NH_3) al sustituir uno, dos o tres de sus hidrógenos por grupos: alquilo ($-R$) o arilo ($-Ar$).

2.1.1. Tipos

De acuerdo al número de sustituyentes en el nitrógeno tenemos los siguientes:

a. Aminas primarias



Se pueden nombrar de varias formas según la IUPAC. Para las más sencillas, se añade el sufijo "-amina" al nombre del grupo alquilo. Por otro lado, puede cambiarse la terminación "-o" en el nombre del compuesto por el sufijo "-amina" indicando previamente la posición del NH_2 en la cadena principal.

Ejemplos

1. Veamos las siguientes aminas de estructuras muy sencillas:

- CH_3-NH_2
Metilamina o metanamina
- $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{NH}_2$
Etilamina o etanamina
- $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{NH}_2$
Propilamina o 1-propanamina

RECUERDE

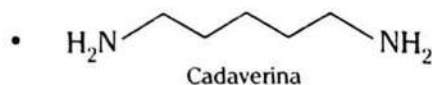
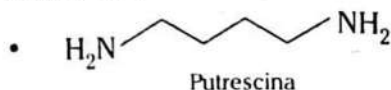
Cuando hay más de una posibilidad de ubicar al $-\text{NH}_2$, se enumera la cadena carbonada por el extremo más cercano a dicha función.

2. En los casos siguientes aplicamos la nomenclatura IUPAC similar al de hidrocarburos:

- $\text{H}_2\text{N}-\overset{1}{\text{CH}_2}-\overset{2}{\text{CH}_2}-\overset{3}{\text{CH}_2}-\overset{4}{\text{CH}_2}-\text{NH}_2$
1,4-butanodiamina (putrescina)
- $\text{H}_2\text{N}-\overset{1}{\text{CH}_2}-\overset{2}{\text{CH}_2}-\overset{3}{\text{CH}_2}-\overset{4}{\text{CH}_2}-\overset{5}{\text{CH}_2}-\text{NH}_2$
1,5-pentanodiamina (cadaverina)

Otra forma

Estas aminas que se producen por la descomposición de la carne tienen olores desagradables. También se pueden representar así:



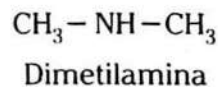
b. Aminas secundarias



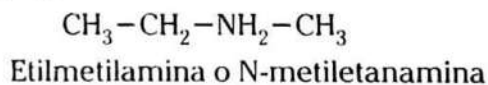
En el caso de las aminas secundarias simétricas, se le antepone el prefijo "di-".

Ejemplo

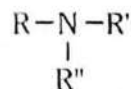
Una amina secundaria alifática



Y en las aminas secundarias asimétricas, una forma sencilla es nombrar los grupos alquilo en orden alfabético seguidos del sufijo "-amino". La otra es escogiendo al grupo alquilo más largo para el nombre principal, al igual que una amina primaria, y los otros grupos se nombran como N-sustituyentes.

Ejemplo

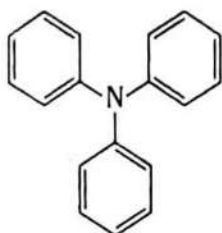
c. Aminas terciarias



En el caso de aminas terciarias simétricas, se le antepone el prefijo "tri-".

Ejemplo

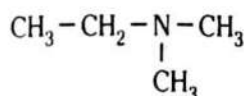
Una amina terciaria aromática



Trifenilamina

Y en las amidas terciarias asimétricas las reglas son similares a las secundarias asimétricas.

Ejemplo



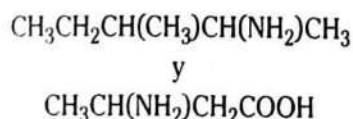
Etildimetilamina o N,N-dimetiletanamina

¿Y cómo se nombrarían las aminas complejas o polifuncionales?

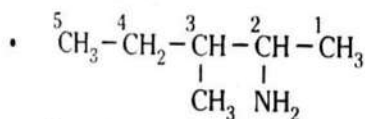
Las aminas más complejas o con más de un grupo funcional se nombran considerando al $-\text{NH}_2$ como un sustituyente más, pero usando la denominación amino.

Ejemplo

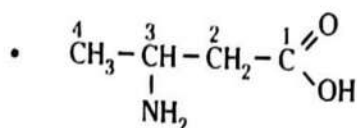
Si nos pidieran nombrar las aminas siguientes:



primero, pasamos de la fórmula condensada a la semidesarrollada, luego enumeramos la cadena por el extremo más cercano a los sustituyentes y aplicamos lo mismo que en hidrocarburos y oxigenados.



2-amino-3-metilpentano

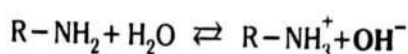


ácido 3-aminobutanoico

2.1.2. Propiedades más resaltantes

- a. Las aminas químicamente tienen un comportamiento **básico** ($\text{pH} > 7$).

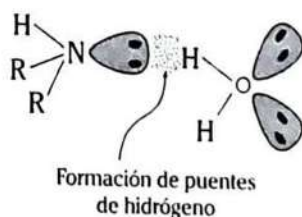
Según Brönsted y Lowry



- b. Las aminas más pequeñas son gases con olor similar al amoníaco. A medida que aumenta el peso molecular, el olor se parece al del pescado o mariscos.



- c. Las aminas primarias y secundarias por su polaridad forman **puentes de hidrógeno** entre sí y con el agua. Su solubilidad disminuye al aumentar el número de átomos de carbono y también con la presencia de anillos aromáticos.

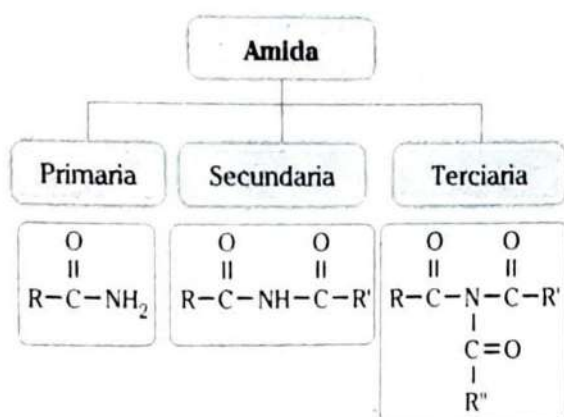


2.2. AMIDAS

Se pueden considerar derivados de los ácidos carboxílicos, obtenidos al sustituir el $-\text{OH}$ de los mismos por el $-\text{NH}_2$.

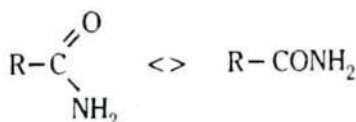
2.2.1. Tipos

Según el número de grupos acilos ($R-CO-$) unidos al nitrógeno, tenemos lo siguiente:



¿Cuál de ellos nos interesa estudiar?

De acuerdo a nuestras necesidades y por su sencillez, nos centraremos en las amidas primarias. Es decir



¿Cómo se nombran las amidas primarias?

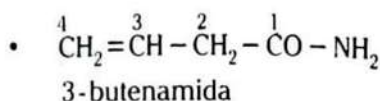
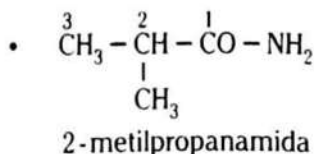
Estas amidas, $RCONH_2$, se nombran de manera similar a los ácidos carboxílicos cambiando la terminación "-oico" por "-amida" y suprimiendo la palabra ácido. Si hay sustituyentes en la cadena carbonada, esta se enumera empezando por el carbono del grupo funcional.

Ejemplos

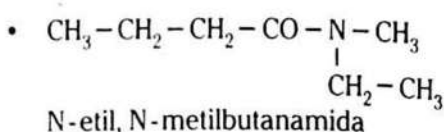
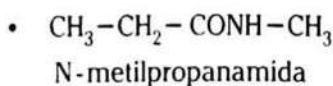
1. Estas son las cuatro primeras amidas saturadas:

- $H-CONH_2$
Metanamida o formamida
- CH_3-CONH_2
Etanamida o acetamida
- $CH_3-CH_2-CONH_2$
Propanamida o propionamida
- $CH_3-CH_2-CH_2-CONH_2$
Butanamida o butiramida

2. Cuando hay presencia de ramificaciones o enlace múltiple, debemos enumerar la cadena principal.

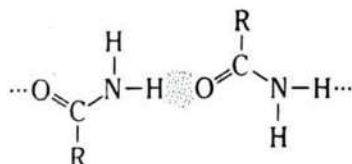


3. Si hay sustituyentes en el átomo de nitrógeno, estos se nombran precedidos de la letra N.



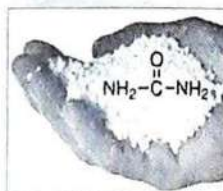
2.2.2. Propiedades más resaltantes

- Las amidas son sólidos cristalinos a excepción de la formamida, que es líquida.
- Debido a que forman puentes de hidrógeno, sus puntos de ebullición son bastante altos.
- Se pueden disolver en éter y alcohol, pero las de menor peso molecular son solubles en agua.



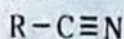
¿SABÍA QUE...?

La urea o carbodiá-mida se encuentra en forma natural en la orina; sin embargo, también se produce industrialmente para usarla como fertilizante.



2.3. NITRILOS

Son compuestos que se reconocen por el grupo funcional denominado ciano ($-\text{C}\equiv\text{N}$ o $-\text{CN}$). En forma práctica pueden considerarse derivados del ácido cianhídrico (HCN) cuando se sustituye el hidrógeno por un grupo alquilo ($\text{R}-$).



¿Cómo se nombran los nitrilos?

En ellos se adiciona el sufijo “-nitrilo” al nombre del compuesto. Pero debes tener en cuenta que al enumerar la cadena, en el grupo ciano se halla el carbono 1. Otra manera de nombrarlos es usando las raíces comunes de los ácidos carboxílicos pero con la terminación “-nitrilo”.

Tenemos nitrilos sencillos.

Ejemplos

- $\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{N}$
Etanonitrilo o acetonnitrilo
- $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{C}\equiv\text{N}$
Propanonitrilo o propionitrilo
- $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{C}\equiv\text{N}$
Butanonitrilo o butironitrilo

Veamos casos donde hay ramificaciones y enlaces múltiples. Recordemos de paso la nomenclatura de hidrocarburos.

Ejemplos

- $$\begin{array}{c} 3 \quad 2 \quad 1 \\ \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{C}\equiv\text{N} \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$$

2-metilpropanonitrilo
- $$\begin{array}{c} 6 \quad 5 \quad 4 \quad 3 \quad 2 \quad 1 \\ \text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CN} \end{array}$$

4-hexenonitrilo
- $$\begin{array}{c} 5 \quad 4 \quad 3 \quad 2 \quad 1 \\ \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{C}\equiv\text{C} - \text{CN} \end{array}$$

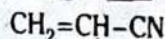
2-pentinonitrilo

Propiedades más resaltantes

- La **polaridad** del grupo ciano ($-\text{CN}$) hace que los puntos de ebullición de los nitrilos sea algo mayor al de los alcoholes de masa molecular similar.
- Solo los primeros de la serie son solubles en agua.
- La mayoría de los nitrilos tienen un olor parecido al cianuro de hidrógeno y son moderadamente tóxicos.

¿SABÍA QUE...?

El acrilonitrilo es un líquido sintético, incoloro, de olor parecido a la cebolla. Es usado para fabricar otras sustancias químicas tales como plásticos, gomas sintéticas y fibras de acrílico.



3. Productos más comunes obtenidos a partir de los compuestos nitrogenados

Aminas	- Agroquímicos - Reblandecedores de cueros - Detección de fuga de gases - Bactericidas y plaguicidas - Ablandadores de tejidos
Amidas	- Fertilizantes - Desinfectantes, insecticidas - Colorantes - Disolventes de pinturas - Películas fotográficas
Nitrilos	- Procesamiento de productos alimenticios - Fabricación de guantes, cauchos y plásticos - Desengrasantes y remove-dor de manchas

PROBLEMAS RESUELTOS

Problema N.º 1

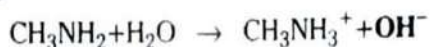
Sobre los compuestos nitrogenados, indique las proposiciones correctas.

- Son compuestos orgánicos cuyas soluciones acuosas son básicas.
- Pueden contener anillos bencénicos.
- No todos contienen nitrógeno.

Resolución

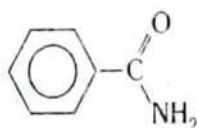
I. Correcta

En general, estas sustancias son básicas; es decir, sus soluciones acuosas tienen un pH mayor a 7. Veamos el caso de la metilamina según la teoría de Brönsted-Lowry.



II. Correcta

En la estructura de un compuesto nitrogenado, podemos encontrar uno o más anillos bencénicos. Analicemos la benzamida.



III. Incorrecta

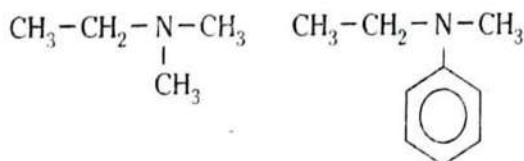
Si se trata de un compuesto nitrogenado, necesariamente el nitrógeno debe ser uno de sus elementos constituyentes.

Problema N.º 2

Indique la estructura del etildimetilamina y del etilfenilmetilamina.

Resolución

Usemos la nomenclatura sencilla de las aminas terciarias tomando en cuenta el orden alfabético de los sustituyentes. Entonces sus estructuras son

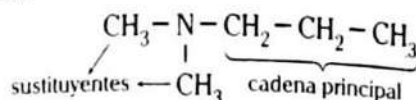


Problema N.º 3

¿Con qué otro nombre se podría nombrar al di-metilpropilamina?

Resolución

Hagamos primero la estructura de esta amina terciaria.



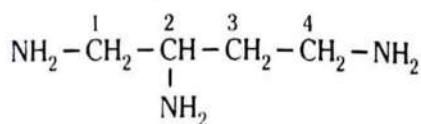
Según la IUPAC, la cadena carbonada más larga se toma como la principal y las más pequeñas como sustituyentes. Entonces, el otro nombre posible será N,N-dimetilpropanamina.

Problema N.º 4

Dibuje la estructura del 1,2,4-butanotriamina.

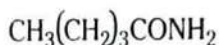
Resolución

Guiándonos de la nomenclatura de hidrocarburos, la cadena principal consta de cuatro carbonos unidos por enlaces simples, y los grupos amino (NH_2) se hallan como sustituyentes en las posiciones 1; 2 y 4. Entonces



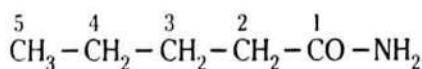
Problema N.º 5

Escriba el nombre del siguiente compuesto.



Resolución

Como vemos, se trata de una amida ($\text{R}-\text{CONH}_2$). Ahora pasemos de la fórmula condensada a la semidesarrollada.



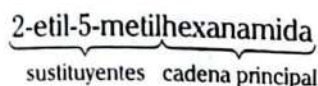
Considerando que el carbono del grupo funcional también se cuenta como parte de la cadena principal, el nombre es pentanamida.

Problema N.º 6

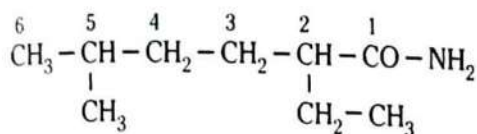
Dibuje la estructura de la siguiente amida.
2-etil-5-metilhexanamida

Resolución

Analizamos el nombre dado



Enumeramos la cadena carbonada de 6 carbonos con enlaces simples, siendo el carbono del grupo funcional el número 1, y luego ubicamos los sustituyentes, obteniendo



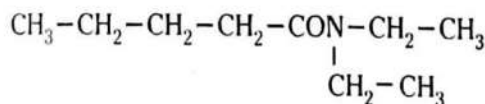
Problema N.º 7

Escriba el nombre de la siguiente amida.



Resolución

Desarrollando la fórmula tenemos



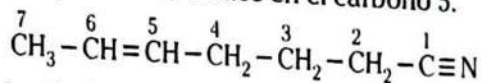
Como vemos, es una amida con cinco carbonos y dos sustituyentes etil en el nitrógeno. Entonces el nombre es N, N-dietilpentanamida

Problema N.º 8

¿Qué fórmula condensada le corresponde al 5-heptenonitrilo?

Resolución

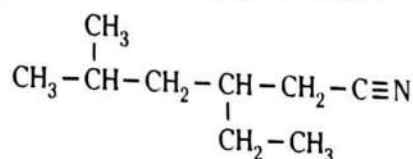
Hagamos primero la fórmula semidesarrollada sabiendo que la cadena principal tiene 7 carbonos y hay un doble enlace en el carbono 5.



De donde deducimos la correspondiente fórmula condensada: $\text{CH}_3\text{CHCH}(\text{CH}_2)_3\text{CN}$.

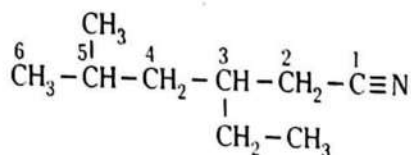
Problema N.º 9

Escriba el nombre del siguiente nitrilo.



Resolución

Similar a la nomenclatura de los hidrocarburos, elegimos la cadena principal como aquella que contiene al grupo ciano ($-\text{CN}$), a la vez la más larga y ramificada.



Por lo tanto, el nombre es 3-etil-5-metilhexanonitrilo.

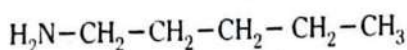
PROBLEMAS PROPUESTOS

NIVEL BÁSICO

1. ¿Qué proposición no le corresponde a un compuesto nitrogenado, sea amina, amida o nitrilo?

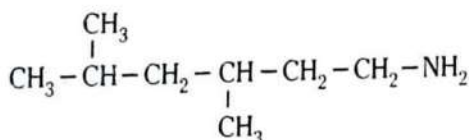
A) Sus soluciones acuosas tienen un pH mayor a 7.
 B) De ellos, solo las amidas poseen oxígeno en su grupo funcional.
 C) El nitrilo más pequeño posee dos carbonos.
 D) La amida más pequeña posee dos carbonos.
 E) Una amina primaria puede ser aromática.

2. ¿Cuál es el nombre del siguiente compuesto?



A) 1-pentanamina B) 5-pentanamina
 C) 1-aminopenteno
 D) 5-aminopentino E) 2-pentanamina

3. Escriba el nombre del siguiente compuesto.

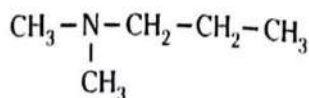


A) 6-amino-2,4-dimetilhexano
 B) 1-amino-3,5-dimetilhexano
 C) 4,6-dimetil-1-amino-hexano
 D) 1-amino-3,5,5-trimetilpentano
 E) 6-amino-3,5-trimetilheptano

4. ¿Cuál es la fórmula condensada que le corresponde a la 3-metilpentanamida.

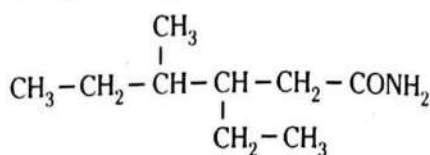
A) $\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}_2\text{CONH}_2$
 B) $\text{CH}_3\text{CHCH}(\text{CH}_3)\text{CH}_2\text{CONH}_2$
 C) $\text{CH}_3\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CONH}_2$
 D) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2(\text{CH}_3)\text{CHCONH}_2$
 E) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}_2\text{CONH}_2$

5. El nombre del siguiente compuesto es



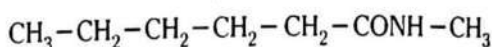
A) dimetilbutanamina.
 B) dimetilaminopentano.
 C) dimetilpropilamina.
 D) N-propildimetilamina.
 E) N,N-zdimetilaminopropano.

6. ¿Cuál es nombre aceptado por la IUPAC del compuesto siguiente?



A) 4-metil-3-etilhexanamida
 B) 3-etil-4-metilhexanamida
 C) 3-etil-4-metilhexanamina
 D) 2-etil-3-metilpentanamida
 E) 2-etil-3-metilpentanamina

7. Identifique el nombre del siguiente nitrogenado.

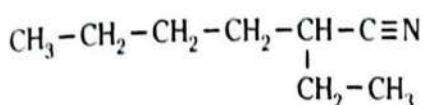


A) N-metilpentanamida
 B) N-metilheptanamida
 C) 1-metilhexanamida
 D) N-metilhexanamida
 E) 1-metilpentanamida

8. Indique la fórmula condensada del octanonitrilo.

A) $\text{CH}_3\text{CHCH}(\text{CH}_2)_4\text{CN}$
 B) $\text{CH}_3\text{CC}(\text{CH}_2)_4\text{CN}$
 C) $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_6\text{CN}$
 D) $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_7\text{CN}$
 E) $\text{CH}_3(\text{CH})_6\text{CN}$

9. Sobre el siguiente compuesto:



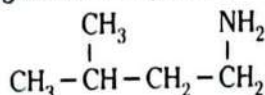
marque la proposición correcta.

- I. Se trata de un nitrilo ramificado.
- II. Su nombre es 2-etilhexanonitrilo.
- III. La cadena principal tiene 7 carbonos.

- A) solo I B) I y II C) solo II
D) II y III E) solo III

NIVEL INTERMEDIO

10. Sobre el siguiente compuesto:

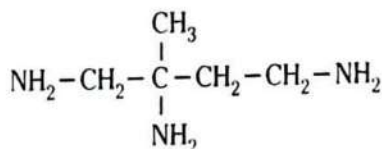


se puede afirmar que

- I. es una amina aromática primaria.
- II. su nombre es 3-metil-1-butanamina.
- III. puede formar puentes de hidrógeno.

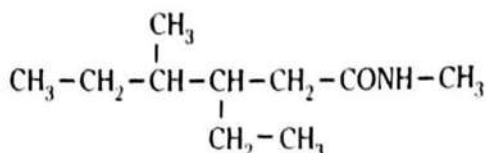
- A) solo I B) solo II C) solo III
D) I y II E) II y III

11. Indique el nombre correspondiente a la siguiente amina.



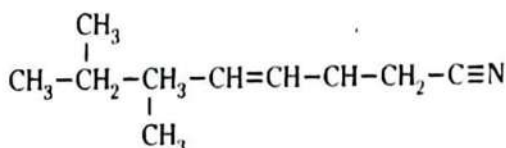
- A) 1,3,4-butanotriamina
B) 1,4-diamonobutanamida
C) 1,2,4-butanotriamina
D) 1,2,4-pentanotriamina
E) 1,2,4-triaminopentano

12. Señale el nombre IUPAC del siguiente compuesto.



- A) 3-etil-N, 4-dimetilhexanamida
B) 4-etil-N, 3-dimetilhexanamida
C) 3-etil-4-metilheptanamida
D) 3-etil-N, 4-dimetilheptanamida
E) 3-etil-N, 4-dimetilpentanamida

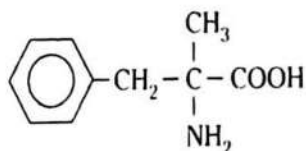
13. De las siguientes proposiciones sobre el compuesto



no se podría afirmar que

- A) es un compuesto insaturado.
B) es un nitrilo con dos sustituyentes.
C) el doble enlace se encuentra en el carbono 4.
D) su nombre es 6,7-dimetil-4-octenonitrilo.
E) la cadena principal contiene 7 carbonos.

14. Indique el nombre del siguiente compuesto.



- A) 2-amino-2-carboxifenil-2-metilfenilo
B) 2-carboxi-2-fenil-2-metilamina
C) ácido 2-amino-3-fenil-2-metil-propanoico
D) ácido 2-amino-3-bencil-2-metil-propanoico
E) ácido 2-amino-2-bencil-2-metil-propanoico

Compuestos orgánicos aromáticos

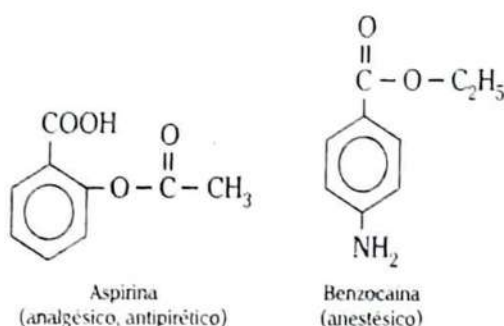
Capítulo XXIII

OBJETIVOS

- Reconocer los compuestos orgánicos aromáticos en función de su estructura química y sus propiedades.
- Aplicar correctamente las normas para nombrar y formular los compuestos aromáticos.

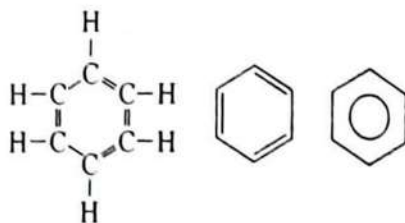
Si recordamos la clasificación de los hidrocarburos en **alifáticos** y **aromáticos**, nos damos cuenta que los significados originales de las palabras alifático (graso) y aromático (fragante) han dejado de tener sentido químico. Actualmente, el término aromático hace referencia a un comportamiento químico que se relaciona con la estructura molecular y reactividad de estos compuestos.

Con los compuestos aromáticos se pueden manufacturar plásticos, resinas, fibras sintéticas, lubricantes, tinturas, detergentes, medicamentos y pesticidas. Veamos algunos ejemplos para comprender su importancia.



1. ¿Cuál es el compuesto aromático más importante?

De todos, el benceno es el más importante para comprender el significado de aromático. Es el punto de partida en la obtención de otros compuestos.



El benceno (C_6H_6), descubierto por Michael Faraday en 1825, consta de una estructura molecular cíclica muy estable y especial, pues se considera un híbrido de resonancia de las dos estructuras propuestas por Kekulé en 1865. Sin embargo, en la práctica son aceptadas las diversas formas mostradas en su representación.

Características del benceno

- Líquido incoloro
- Volátil con olor dulce a esencias
- Soluble en éter y acetona y en la mayoría de los solventes orgánicos pero insoluble en agua
- Disuelve al yodo y las grasas.

2. ¿Qué condiciones debe cumplir la estructura molecular de un compuesto para ser considerado aromático?

No todo compuesto cíclico es aromático. Para serlo, al igual que el benceno, la molécula debe cumplir lo siguiente:

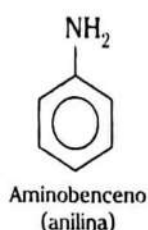
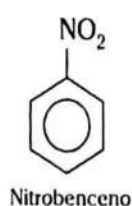
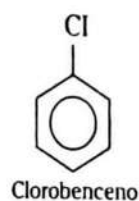
- La molécula debe ser cíclica, plana y con dobles enlaces alternados.
- Presentar resonancia, es decir, deslocalización de electrones π .
- Reaccionar, principalmente, por sustitución en lugar de adición.
- Cumplir con la regla de Hückel, es decir, tener $4n+2$ electrones π , los cuales se deslocalizan sobre el anillo, donde $n=0; 1; 2; 3; \dots$

Por ejemplo, en el benceno encontramos 3 enlaces π , por ende hay 6 electrones π . Aplicando la regla de Hückel, el valor de n resulta 1.

¿SABÍA QUE...?

Se ha encontrado que el benceno afecta la médula ósea y, en exposición prolongada, provoca el descenso en la producción de glóbulos blancos. Por lo tanto, si el benceno se utiliza como disolvente en el laboratorio, debe manejarse cuidadosamente.

yentes alquilo, halógenos, grupos nitro, etc., se nombran como prefijos de la palabra benceno.



3. ¿Cómo se nombran los compuestos aromáticos?

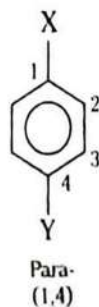
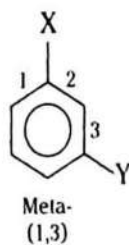
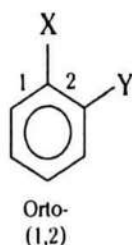
Si contienen el anillo bencénico, se nombran como derivados del benceno. Aunque estos compuestos, más que cualquier otros, han adquirido un gran número de nombres no sistemáticos que son permitidos oficialmente. Veamos los siguientes casos.

3.1. DERIVADOS MONOSUSTITUIDOS DEL BENCENO

En estos compuestos, el nombre del benceno es considerado como nombre base. Los sustitu-

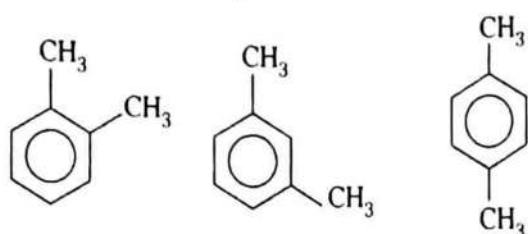
3.2. DERIVADOS DISUSTITUIDOS DEL BENCENO

Es común localizar los sustituyentes utilizando los prefijos "orto-" (o), "meta-" (m) y "para-" (p), que indican las posiciones 1,2; 1,3; 1,4, respectivamente, en el anillo bencénico; es decir, hay tres posibles casos (tres isómeros de posición).



Ejemplos

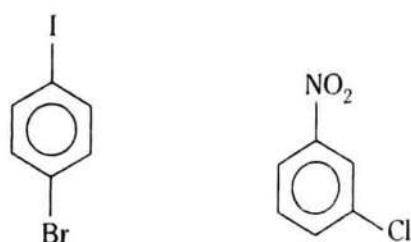
1. Con dos sustituyentes metil



o-dimetilbenceno m-dimetilbenceno p-dimetilbenceno
1,2-dimetilbenceno 1,3-dimetilbenceno 1,4-dimetilbenceno

Estos compuestos son también llamados xilenos: o-xileno, m-xileno y p-xileno, respectivamente.

2. Veamos otros casos

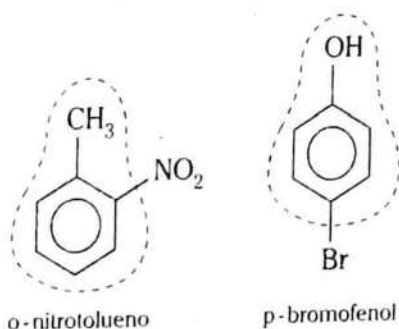


p-bromoyodobenceno

m-cloronitrobenceno

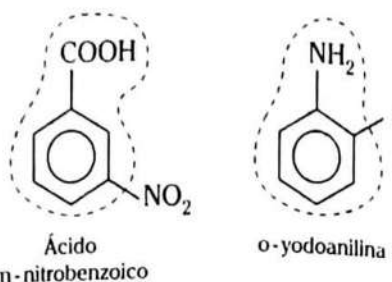
Apreciar que los sustituyentes se nombran en orden alfabético.

3. También se nombran como derivados de los monosustituídos vistos previamente, tomando en cuenta un orden de prioridad.



o-nitrotolueno

p-bromofenol



Ácido
m-nitrobenzoico

o-yodoanilina

El sustituyente encerrado es el de mayor prioridad.

IMPORTANTE

Este es el orden de prioridad de los sustituyentes a tomarse en cuenta en la nomenclatura de los aromáticos:

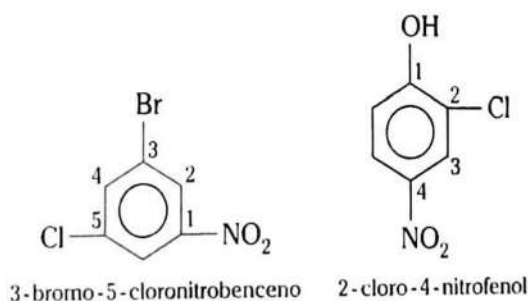
-COOH > -CHO > -CN > -CO- >
>-OH > -NH₂ > -R > -NO₂ > -halógeno

3.3. CON MÁS DE DOS SUSTITUYENTES

Se escoge como carbono 1 al carbono unido al sustituyente con mayor prioridad; luego se continúa enumerando los sustituyentes en el anillo, de tal manera que el segundo y los que sigan tengan la numeración más baja posible. Finalmente, los sustituyentes se nombran alfabéticamente.

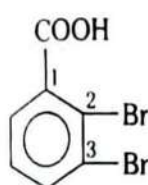
Ejemplo

Guiándonos del orden de prioridad de los sustituyentes nombraremos los siguientes compuestos:

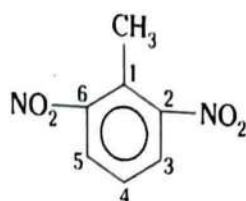


3-bromo-5-cloronitrobenceno

2-cloro-4-nitrofenol



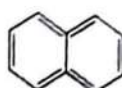
Ácido-2,3-dibromobenzoico



2,6-dinitrotolueno



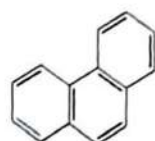
Benceno



Naftaleno



Antraceno



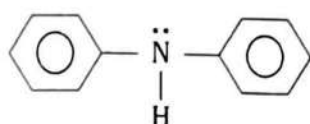
Fenantreno



Benzo(a)pireno

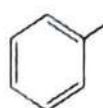
¿Siempre un compuesto aromático poseerá un anillo bencénico?

La respuesta es no. Hay compuestos aromáticos con más de un anillo bencénico y otros que no presentan esta estructura; por ejemplo, la difenilamina.

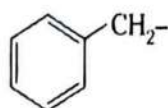


IMPORTANTE

El llamado grupo arilo (Ar-) se obtiene cuando un compuesto aromático pierde un átomo de hidrógeno (similar a los grupos alquilo). Veamos dos de los más importantes:



Fenil



Bencil

3.4. HIDROCARBUROS AROMÁTICOS POLICÍCLICOS (PAH)

Son compuestos con dos o más anillos bencénicos fusionados. Reciben nombres comunes. Aquí los casos más conocidos:

¿SABÍA QUE...?

Los compuestos aromáticos policíclicos y sus derivados se hallan en el medio-ambiente y son el producto de diferentes procesos industriales y de combustión. Algunos de estos compuestos como el benzo(a)pireno son carcinógenos. Debemos tener cuidado, pues lo hallamos en el tabaco, las parrillas, los ahumados, y otros.



3.5. COMPUESTOS AROMÁTICOS HETEROCÍCLICOS

Se denominan así a las moléculas cíclicas que contienen al menos un átomo diferente al carbono, formando parte del anillo. Estos compuestos también reciben nombres comunes.

Ejemplos



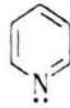
Pirrol



Furano



Tiofeno



Piridina

PROBLEMAS RESUELTOS

Problema N.º 1

Sobre los compuestos aromáticos, indique las proposiciones correctas.

- I. Son compuestos con aromas agradables.
- II. El benceno es el compuesto más representativo.
- III. Todo compuesto cíclico con dobles enlaces es aromático.

Resolución

I. Incorrecta

Actualmente, en el sentido químico, lo que define la aromaticidad no es el olor sino su estructura molecular y reactividad.

II. Correcta

El benceno (C_6H_6), aquel compuesto cíclico con seis carbonos, con una estabilidad inusual y con reacciones típicas que no corresponden a los hidrocarburos alifáticos insaturados, es el más importante de esta familia.

III. Incorrecta

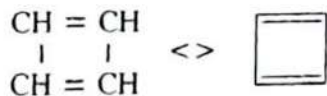
Por ejemplo, el ciclobutadieno no es aromático, dado que su molécula no es plana y no cumple con la regla de Hückel.

$$\# e^-(\pi) = 4$$

$$4 = 4n + 2$$

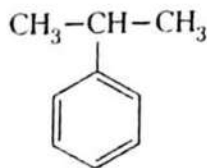
$$n = \frac{1}{2}$$

Recordar que n solo puede ser 0; 1; 2; ...



Problema N.º 2

¿Cuál es el nombre del siguiente compuesto?



Resolución

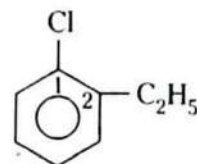
Como sabemos, el $\text{CH}_3 - \overset{|}{\text{CH}} - \text{CH}_3$ es el grupo isopropil que, unido al anillo bencénico, recibe el nombre **isopropilbenceno**; sin embargo, es más conocido con el nombre común **cumeno**.

Problema N.º 3

Indique el nombre común y la estructura del 1-cloro-2-etilbenceno.

Resolución

Como es un derivado disustituido del benceno de posición 1,2 en la nomenclatura común, se hará uso del prefijo "orto-" (o), y los sustituyentes serán nombrados en orden alfabético.



Nomenclatura tradicional: o-cloroetilbenceno

Nomenclatura sistemática:

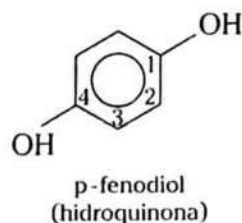
1-cloro-2-etilbenceno

Problema N.º 4

Dibuje la estructura y dé los otros nombres posibles del 1,4-dihidroxibenceno.

Resolución

Similar al problema anterior, solo que la posición 1,4 corresponde al isómero para (p), adicionalmente podemos trabajarlo como un fenol, al cual se le ha adicionado otro OH.

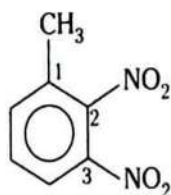


Problema N.º 5

Dibuje la estructura del 2,3-dinitrotolueno.

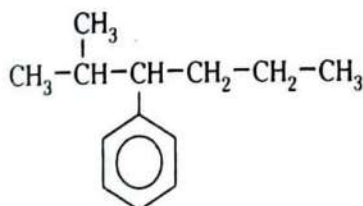
Resolución

Apreciamos que se está nombrando como derivado del tolueno, por lo que el carbono 1 del anillo bencénico es donde se halla el metil (CH_3). Entonces la estructura será



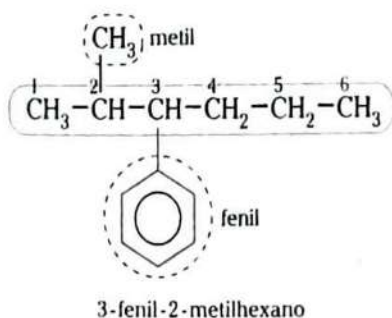
Problema N.º 6

Escriba el nombre, de acuerdo a las reglas IUPAC, del compuesto siguiente.



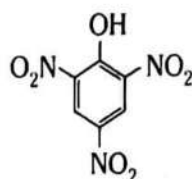
Resolución

Como la cadena abierta tiene mayor número de carbonos que el anillo bencénico al cual va unido, el compuesto se nombra como un hidrocarburo alifático ramificado.



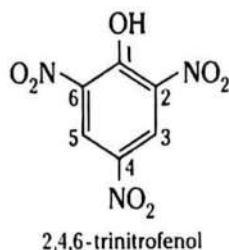
Problema N.º 7

Escriba el nombre del siguiente compuesto.



Resolución

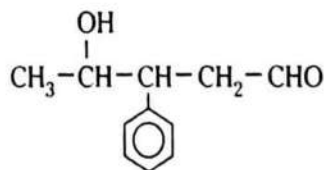
Analizando los sustituyentes, el OH tiene mayor prioridad que el NO_2 . Por lo tanto, allí se ubica el carbono 1 y se nombra como derivado del fenol. El compuesto mostrado



también es llamado ácido pícrico.

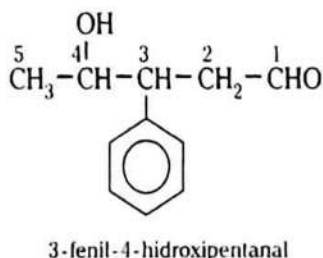
Problema N.º 8

Escriba el nombre IUPAC del compuesto polifuncional siguiente.



Resolución

Se trata de un compuesto oxigenado polifuncional, donde el $-\text{CHO}$ tiene mayor prioridad. Por lo tanto, se nombra como aldehído.



PROBLEMAS PROPUESTOS

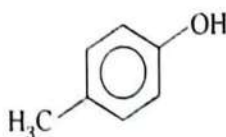
NIVEL BÁSICO

1. ¿Cuál de los siguientes compuestos no es considerado aromático?

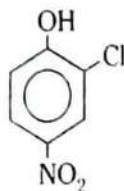
A) tolueno B) fenol
C) benceno
D) ciclohexeno E) ácido benzoico

2. ¿Qué nombre también se le podría asignar al p-cresol?

A) 1,2-metilfenol
B) 3-metilfenol
C) 3-hidroxitolueno
D) 4-metilfenol
E) 4-hidroxitolueno



3. Escriba el nombre del siguiente compuesto.



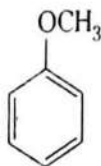
A) 3-cloro-4-hidroxinitrobenzono
B) 2-cloro-4-nitrofenol
C) p-cloronitrofenol
D) 2-hidroxi-5-nitroclorobenceno
E) 5-cloro-4-nitrofenol

4. Indique el otro nombre aceptado oficialmente del ácido 3-nitrobenzoico.

A) ácido p-nitrobenzoico
B) ácido acético
C) ácido o-nitrobenzoico
D) ácido m-nitrobenzoico
E) ácido m-carboxinitrobenzono

5. Indique el nombre del siguiente compuesto.

A) tolueno
B) acetobenceno
C) metoxibenceno
D) metilfenoxi
E) bencilmetiléter



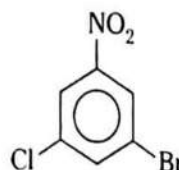
NIVEL INTERMEDIO

6. El resorsinol es el nombre común de un compuesto disustituido del benceno con hidroxilos en la posición 1,3. ¿Cuál sería el otro posible nombre aceptado por la IUPAC?

A) o-dihidroxibenceno B) m-fenodiol
C) o-fenodiol
D) p-dihidroxibenceno E) m-difenol

7. ¿Cuál es la fórmula del siguiente compuesto?

A) $C_6H_6NO_2BrCl$
B) $C_6H_5NO_2BrCl$
C) $C_6H_4NO_2BrCl$
D) $C_6H_3NO_2BrCl$
E) $C_6H_2NO_2BrCl$

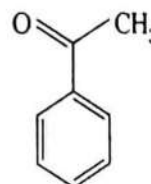


8. ¿Cuántos isómeros de posición tiene el p-cloroestireno?

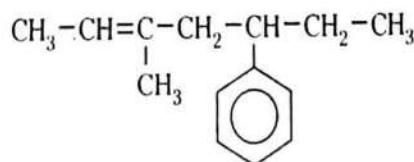
A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

9. El siguiente compuesto es una cetona aromática llamada acetofenona. Como compuesto oxigenado, su nombre es

A) bencilmetilcetona.
B) fenilmetilcetona.
C) metoxibenceno.
D) ácido benzoico.
E) benzaldehído.



10. ¿Cuál es el nombre del compuesto siguiente?



A) 3-fenil-5-metil-2-hepteno
B) 3-bencil-5-metil-2-hepteno
C) 5-fenil-3-metilhept-2-eno
D) 5-fenil-3-metilhept-2-ino
E) 5-fenil-3-metiloct-2-eno



Recursos naturales: petróleo

Capítulo XXIV

OBJETIVOS

- Comprender qué es el petróleo y su importancia estratégica en el mundo actual.
- Describir el proceso de refinación del petróleo resaltando su destilación para la obtención de sus cortes o fracciones.
- Interpretar el octanaje como medida de la calidad de una gasolina.

Con el avance de la Revolución Industrial se hizo necesario contar con nuevas fuentes de energía, dado el volumen y diversidad de materias primas que eran transformadas en las industrias. A partir de la segunda mitad del siglo XIX con la perforación de los primeros pozos en los Estados Unidos, se pasó, en muy poco tiempo, de usar el petróleo solo para la obtención de querosene de alumbrado a utilizarse como combustible en fábricas y vehículos motorizados en todo el orbe. El despegue de la ciencia y tecnología del siglo pasado permitió la producción de materiales como plásticos, fármacos, fertilizantes y cosméticos a partir de este recurso natural. En la actualidad, casi no hay campo de la industria, comercio y de la vida cotidiana que no involucre al petróleo y sus derivados.

IMPORTANTE

El petróleo es una multifacética fuente de energía y de materias primas. La importancia que ha adquirido en nuestras vidas es tanta que si por alguna razón su suministro se interrumpiera abruptamente, todas las naciones quedarían paralizadas en poco tiempo. De allí que este recurso natural no renovable tenga gran importancia en la economía y geopolítica mundial.



1. Definición

NO VENDA EL PDF , COMPARTELO

Es una mezcla compleja, principalmente de hidrocarburos, que se encuentra en el subsuelo a profundidades variables.

La palabra petróleo proviene de los términos latinos *petrae* 'piedra' y *oleum* 'aceite'; es decir, aceite de piedra. Llamado también crudo.

2. Origen

La mayor parte de las investigaciones con respecto a su origen se inclinan a la teoría orgánica; es decir, se formó desde hace millones de años por la descomposición lenta de restos vegetales y animales marinos cubiertos por capas de sedimentos, esto a elevadas presiones y en ausencia de aire.

3. Composición

Los hidrocarburos que conforman el petróleo varían desde alifáticos saturados a aromáticos; sin embargo, cuando se extrae del subsuelo viene acompañado de gas natural, agua salada, compuestos oxigenados, sulfurados, nitrogenados y de metales diversos.

¿SABÍA QUE...?

Por las variaciones en su composición química existen diferentes tipos de petróleo: liviano, mediano, pesado y extrapesado. Por ello no siempre es una sustancia negra y espesa.

Aplicación 1

¿El petróleo extraído en Talara será similar al de Trompeteros?

Resolución

Sabemos que Talara se halla en Piura, mientras que Trompeteros en Loreto, hablamos de la costa y selva norte, respectivamente, principales zonas petroleras del país. Como las condiciones en el subsuelo y la profundidad donde se formó el crudo difieren, sus propiedades también serán distintas. Por lo común, el petróleo de Talara es menos denso y más claro, mientras que el de la selva es más denso y oscuro.

4. Etapas en la industria del petróleo

La cadena de procesos en la industria petrolera comienza con la exploración en búsqueda del yacimiento. Una vez ubicado se perfora el subsuelo para confirmar o no su existencia. La siguiente etapa corresponde a la producción, donde se extrae el crudo y se bombea las instalaciones llamadas baterías, posteriormente es transportado por diferentes medios a las refinerías. En la etapa de refinación se obtienen las fracciones o cortes del petróleo que no solo nos proveen de combustibles sino de diversos insumos para las industrias petroquímica y manufacturera.



¿Cuál es el proceso básico y a la vez central en una refinería de petróleo?

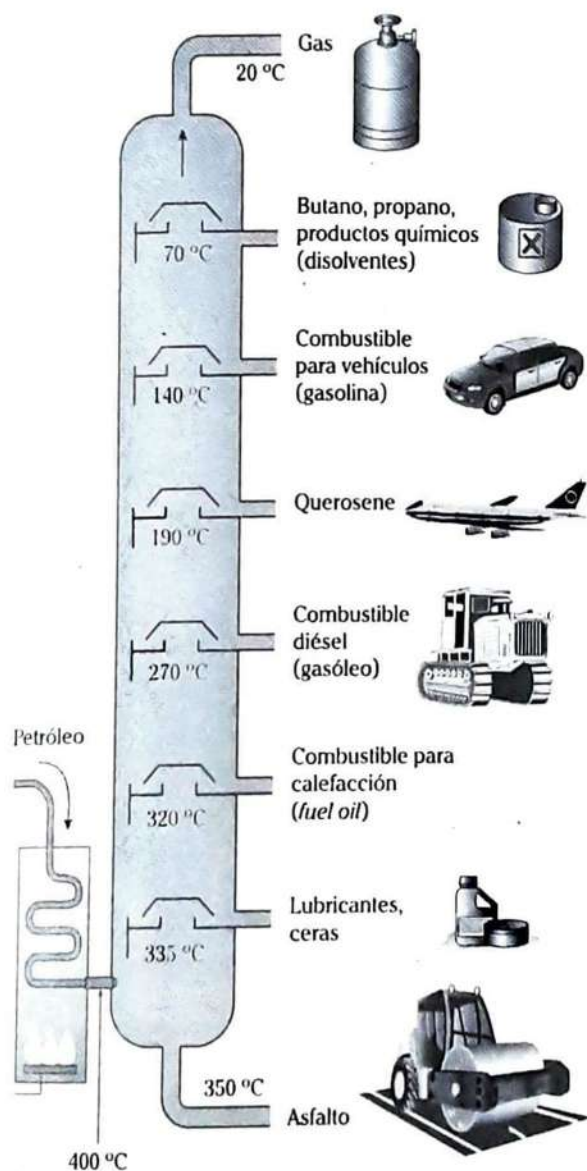
Esta es la **destilación fraccionada** o destilación atmosférica. Si alguna vez pasamos por la refinería de La Pampilla, en Ventanilla, o la de Conchán, en Villa el Salvador, veremos unos equipos cilíndricos muy altos, estos son llamados torres de destilación.



Refinería de petróleo

Destilación fraccionada del petróleo

El petróleo para ser calentado pasa por un horno, alcanzando temperaturas de hasta 400 °C, luego ingresa por la parte inferior de la torre de destilación, allí los vapores de los hidrocarburos más livianos ascienden por entre las bandejas o platos. A medida que suben se van enfriando y condensando, depositándose en su respectiva bandeja, la cual está conectada a ductos por donde se recogen las distintas fracciones. Por el fondo de la torre, caen los hidrocarburos más pesados que no alcanzaron a evaporarse.



¿SABÍA QUE...?

En una refinería además de la destilación fraccionada se desarrollan otras operaciones destinadas a aumentar la eficiencia en la producción de los derivados de mayor valor comercial, como son el gas, la gasolina e insumos para la industria petroquímica; por ejemplo, la destilación al vacío, craqueo catalítico, reformado catalítico, etc. ¡Anímese a investigar!

¿Cuáles son los cortes o fracciones del petróleo?

Fracción	Núm. de átomos de carbono por molécula
Gas incondensable	$C_1 - C_2$
Gas licuado de petróleo	$C_3 - C_4$
Gasolina	$C_5 - C_9$
Querosene	$C_{10} - C_{14}$
Gasóleo	$C_{15} - C_{23}$
Lubricantes y parafinas	$C_{20} - C_{35}$
Combustóleo pesado	$C_{25} - C_{35}$
Asfaltos	$> C_{39}$

Aplicación 2

Respecto a los cortes del petróleo (liviano, medio o pesado), clasifique al querosene, asfalto, GLP (gas licuado de petróleo) y parafina.

Resolución

Según el cuadro, cada fracción se relaciona con hidrocarburos que contienen un número de carbonos en un rango. Al aumentar el número de carbonos se va pasando de las fracciones ligeras a las pesadas. Podremos afirmar entonces que el GLP es la fracción liviana, el querosene la media, y la parafina (cera) junto al asfalto las pesadas.

5. Gasolina

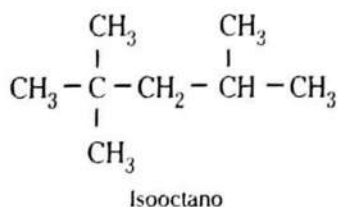
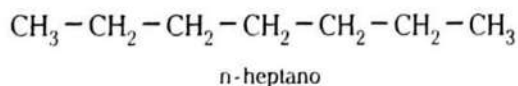
La gasolina es un corte ligero del petróleo. Resulta ser una mezcla de hidrocarburos volátiles, de 5 a 9 átomos de carbono en promedio, que se emplea como combustible para los motores de combustión interna.

El **índice de octano (I.O.)** o simplemente **octanaje** es la medida de la cualidad antidetonante de una gasolina; es decir, su capacidad de evitar un autoencendido antes de tiempo en la cámara de combustión del motor y generar un golpeo indeseable. Un óptimo octanaje garantiza una combustión más suave y eficiente. Se concluye que **a mayor octanaje, mayor calidad de la gasolina.**

¿SABÍA QUE...?

Se compara el poder antidetonante de la gasolina con el de una mezcla patrón compuesta de n-heptano (0 octanos) e isooctano (100 octanos).

Por ejemplo, una gasolina de 95 octanos tiene una capacidad antidetonante similar a una mezcla de 95% en volumen de isooctano (escasamente detonante) y el 5% de n-heptano (muy detonante).



Aplicación 3

Existen en nuestro medio diversas calidades de gasolina; de 84, 90, 95 y 97 octanos. ¿Cuál es la de menor calidad? ¿Cómo interpreta su octanaje?

Resolución

Como ya sabemos, la gasolina de menor calidad es la de menor octanaje, es decir, de 84 octanos, cuya capacidad antidetonante se asemeja a la de una mezcla de 84% de isooctano y el resto de n-heptano.

¿Cuál es la relación entre la estructura de los hidrocarburos que forman la gasolina y su octanaje?

Recordando la clasificación de hidrocarburos, veamos el orden de menor a mayor octanaje que otorga su presencia en una gasolina:

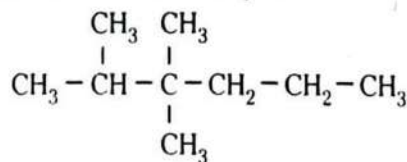
Alcanos lineales < Alcanos ramificados <
< Cicloalcanos < Aromáticos

Aplicación 4

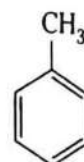
De los siguientes hidrocarburos: 2,3,3-trimetilhexano y tolueno, ¿cuál de ellos le otorga mayor calidad antidetonante a una gasolina?

Resolución

Analicemos los compuestos



2,3,3-trimetil-hexágono



Tolueno

Como el tolueno es un hidrocarburo aromático, otorga mayor octanaje que el 2,3,3-trimetilhexano, que es un alcano ramificado.

¿SABÍA QUE...?

Para alcanzar el octanaje deseado de la gasolina comercial, se le agregan algunos aditivos. Tradicionalmente se empleó el tetraetilo de plomo, $(\text{C}_2\text{H}_5)_4\text{Pb}$, para elevar el octanaje, pero debido a que el plomo es un contaminante y afecta la salud del ser humano, se dejó de usar. Las gasolinas actuales, sin plomo (SP), utilizan éteres como el metil-terbutiléter (MTBE).

Problema N.º 1

Respecto al petróleo, indique las proposiciones incorrectas.

- I. Su origen más probable es el orgánico sedimentario.
- II. Por su composición puede ser denominado nafténico.
- III. Se halla junto al gas natural.

Resolución

- I. **Correcta**
Esta teoría orgánica sostiene que se formó por la descomposición de restos orgánicos que fueron cubriéndose por capas de sedimentos durante millones de años.
- II. **Correcta**
Dependiendo del tipo de hidrocarburo predominante en su composición, el petróleo se puede denominar parafínico (alcanos), nafténico (cicloalcanos) o aromático (aromáticos).
- III. **Correcta**
El petróleo se extrae del subsuelo junto con el gas natural y agua salada a temperaturas mayores que las ambientales.

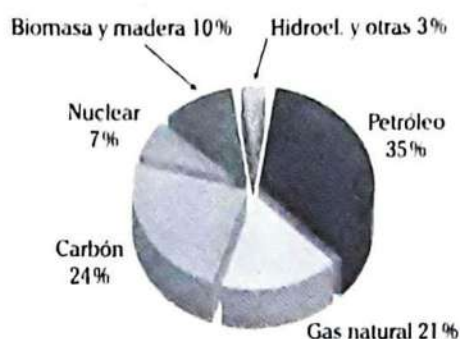
Problema N.º 2

¿Cuál o cuáles de las siguientes afirmaciones no corresponden al petróleo?

- I. Es la principal fuente de energía a nivel mundial.
- II. Su refinación está orientada solo a la producción de combustibles.
- III. La destilación fraccionada es un proceso químico.

Resolución

- I. **Correcta**
Veamos el siguiente gráfico, de toda la energía que se consume en el mundo, la mayor parte proviene del petróleo:



II. Incorrecta

En una refinería de petróleo, además de obtener combustibles como la gasolina, también se obtienen insumos para la industria petroquímica, bases lubricantes, asfaltos, y otros.

III. Incorrecta

En la destilación, los hidrocarburos se separan en cortes o fracciones según sus diferentes temperaturas de ebullición sin provocar cambios en su composición y estructura. Es un proceso físico.

Problema N.º 3

Respecto a las fracciones del petróleo, señale la secuencia correcta de verdad (V) o falsedad (F).

- I. Gasoil y gasolina son lo mismo.
- II. El querosene es una mezcla.
- III. El GLP es el corte o fracción más barato.

Resolución

- I. **Falsa**
El gasoil, llamado también gasóleo o diésel, es una fracción diferente a la gasolina (es más pesada).
- II. **Verdadera**
Todas las fracciones siguen siendo mezclas, solo que en un rango más estrecho de hidrocarburos.
- III. **Falsa**
Las fracciones más pesadas tienden a ser más baratas, y, como sabemos, el GLP es una fracción liviana, es decir, de mayor costo.

Problema N.º 4

Sobre la gasolina, ¿qué no es correcto afirmar?

- I. Luego de la destilación, no es posible elevar su calidad.
- II. La gasolina comercial es usada como materia prima en la obtención de otros productos.
- III. Es insoluble en solventes polares.

Resolución**I. Incorrecto**

Para alcanzar el octanaje deseado, finalmente a las gasolinas se les agregan aditivos antidetonantes como el MTBE.

II. Incorrecto

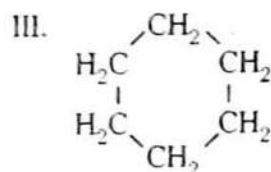
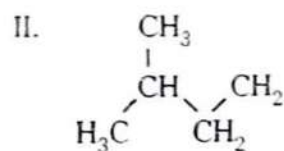
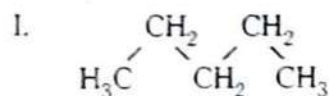
Su uso principal es como combustible.

III. Correcto

Por ser una mezcla de hidrocarburos (compuestos con muy baja polaridad), es insoluble en solventes polares, como el agua.

Problema N.º 5

Ordene los siguientes hidrocarburos de mayor a menor aporte en la calidad antidetonante de la gasolina.

**Resolución**

La presencia del cicloalcano (III) aporta en mayor octanaje en la gasolina, le sigue el alcano ramificado (II) y, finalmente, el alcano lineal (I). Entonces el orden será $\text{III} > \text{II} > \text{I}$.

Problema N.º 6

Relacione el corte o fracción con los hidrocarburos correspondientes.

- | | |
|---------------|---------------------------------|
| I. GLP | a. $\text{C}_{10}\text{H}_{22}$ |
| II. Querosene | b. C_4H_{10} |
| III. Diésel | c. $\text{C}_{17}\text{H}_{36}$ |

Resolución

Analizamos el cuadro de las fracciones del petróleo.

- I. GLP: $\text{C}_3\text{--C}_4$
- II. Querosene: $\text{C}_{10}\text{--C}_{14}$
- III. Diésel o gasóleo: $\text{C}_{15}\text{--C}_{23}$

Entonces la relación es Ib, Ila y IIIc.

Problema N.º 7

Sobre una gasolina SP de 95 octanos, indique cuál o cuáles proposiciones son correctas.

- I. Contiene plomo.
- II. Es de mayor calidad que otra de 90 octanos.
- III. No contiene plomo.

Resolución

La denominación SP hace referencia a que no contiene plomo en sus aditivos antidetonantes; además como su octanaje es 95, tiene mayor calidad antidetonante que otra de 90. Entonces la respuesta es II y III.

PROBLEMAS PROPUESTOS

NIVEL BÁSICO

1. Marque verdadero (V) o falso (F) respecto al petróleo.

- I. Es un recurso natural renovable.
- II. Reemplazó al carbón en gran medida como combustible.
- III. Es de características físicas variables según su procedencia.

A) VVV B) VFV C) FFV
D) FVF E) FVV

2. Respecto a la industria del petróleo, ¿cuáles son las proposiciones incorrectas?

- I. En la etapa de extracción se desarrollan transformaciones químicas de los hidrocarburos.
- II. La refinación del crudo no solo involucra la destilación fraccionada.
- III. Las fracciones de mayor valor comercial corresponden a los destilados más pesados.

A) solo I B) I y II C) solo II
D) I y III E) solo III

3. Sobre la gasolina, marque la secuencia de verdadero (V) o falso (F).

- I. En el Perú, la de menor calidad es la de 84 octanos.
- II. A mayor octanaje, su combustión produce mayor golpeteo en el motor.
- III. Está formada por la mezcla de dos hidrocarburos: isooctano y n-heptano.

A) VVV B) VFF C) FFV
D) FVF E) FVV

4. Sobre los hidrocarburos que forman la mezcla patrón para la medida del octanaje, indique cuál o cuáles proposiciones son correctas.

- I. Se trata de hidrocarburos parafinicos.
- II. Uno es parafinico y el otro es aromático.
- III. El que se relaciona directamente con el índice de octano es ramificado.

A) solo I B) solo II C) I y II
D) I y III E) todas

5. La calidad antidetonante de una gasolina de 95 octanos equivale a una mezcla que contiene

- A) 95% de n-heptano.
- B) 5% de octano.
- C) 95% de n-hexano.
- D) 5% de benceno.
- E) 95% de isooctano.

NIVEL INTERMEDIO

6. Sobre el petróleo, indique cuál o cuáles proposiciones no corresponden.

- I. No es conveniente la presencia de compuestos sulfurados.
- II. Cuanto mayor sea su densidad, mayor será su calidad.
- III. En su composición, incluso hay la presencia de metales pesados.

A) solo I B) solo II C) I y II
D) I y III E) todas

7. Respecto a los tipos de petróleo, ¿cuál o cuáles de las siguientes proposiciones son correctas?

- I. Un crudo nafténico contiene una proporción considerable de cicloalcanos.
- II. Un crudo liviano es de mayor calidad que uno pesado, sin considerar sus contaminantes.
- III. Un crudo pesado como el de la selva peruana es pardo claro y poco denso.

A) solo I B) solo II C) I y II
D) I y III E) todas

8. Sobre las etapas en la industria del petróleo, señale las proposiciones correctas.
- La exploración es la etapa abocada a la búsqueda del yacimiento petrolífero.
 - En la etapa de producción se dan las transformaciones químicas en el crudo.
 - La refinación es la etapa donde se producen los principales cambios físicos y químicos en el petróleo.
- A) solo I B) solo II C) I y II
D) I y III E) todas
9. El proceso de destilación fraccionada del petróleo consiste en
- la obtención de los cortes o fracciones del petróleo.
 - la separación de hidrocarburos en cortes, fundamentada en sus diferentes volatilidades.
 - el proceso donde se busca la transformación de hidrocarburos pesados en livianos.
- A) solo I B) solo II C) I y II
D) I y III E) solo III
10. Marque la proposición incorrecta con relación a los derivados del petróleo.
- El GLP se obtiene por la parte superior de la torre de destilación.
 - La gasolina es una fracción más liviana que el queroseno.
 - El combustible para aviones se obtiene del gasoil.
 - Los asfaltos tienen menor valor comercial que las bases para los aceites lubricantes.
 - Los productos gaseosos obtenidos pueden ser usados en la producción de plásticos.
11. En relación con la gasolina, sería incorrecto afirmar que
- fundamentalmente se usa como disolvente orgánico.
 - luego del proceso de refinación, se alcanza su octanaje deseado añadiendo aditivos.
 - una gasolina de 90 octanos tiene mayor antidetonancia que una de 95.
- A) solo I
B) solo II
C) I y II
D) I y III
E) II y III
12. ¿Cuál de los siguientes hidrocarburos eleva más la calidad antidetonante de una gasolina?
- isopentano
 - ciclohexano
 - 2,2-dimetilheptano
 - n-octano
 - etilbenceno
13. Sería incorrecto afirmar que
- los aditivos antidetonantes aumentan el octanaje de la gasolina.
 - los compuestos aromáticos como el benceno o tolueno tienen un índice de octanaje mayor a 100.
 - el tetraetilo de plomo es un aditivo que ya no se usa en gasolinas de países desarrollados.
 - una gasolina sin plomo se denomina SP.
 - la gasolina SP es más contaminante que una gasolina TP (con plomo).

Recursos naturales: metalurgia

Capítulo XXV

OBJETIVOS

- Describir los principales procesos metalúrgicos empleados en la extracción de metales en el Perú.
- Reconocer y diferenciar los principales minerales conocidos comúnmente como menas.

El descubrimiento del fuego no solo favoreció la alimentación del ser humano, además, entre otras cosas, permitió la obtención de nuevos materiales: los metales. Con este avance, se logra la producción de herramientas, armas, utensilios y artículos de ornamento, lo que se tradujo en cambios en la forma de vida y de relaciones sociales entre los hombres. Si recordamos un poco de historia, el desarrollo de las diversas culturas en el mundo está ligado en mayor o menor medida al uso de los metales y sus aleaciones.

En el Perú, el hombre andino dominó las técnicas y el arte de extracción y transformación de metales, como el caso de los chimúes con sus extraordinarios trabajos con cobre, oro y plata. Ese legado histórico y la visión moderna del mundo, nos deben ayudar a comprender la importancia de la metalurgia en un país rico en recursos minerales como el nuestro.



Metalurgia en el antiguo Perú

En el ámbito internacional, somos uno de los primeros productores de metales, elementos primordiales para la fabricación de herramientas, maquinarias, medios de transporte, construcción de edificaciones, conductores eléctricos, circuitos electrónicos, entre otros.

Es claro entonces el papel trascendente que juega la metalurgia en el desarrollo de la humanidad.



Uso de metales en la fabricación de vehículos

1. Definición

Es la ciencia y la técnica que permite la extracción de los metales de sus fuentes naturales (los minerales) y su tratamiento posterior para su uso práctico.

La metalurgia puede ser metalurgia extractiva, es decir, la que involucra directamente los procesos físicos y químicos para la extracción de los metales a partir de sus menas, o metalurgia física, que estudia las propiedades, estructura, comportamiento y composición de los metales así como su transformación en productos semielaborados y elaborados.

2. Los minerales

Se denomina así a los recursos naturales no renovables usados como materia prima en la extracción de metales y no metales.

2.1. COMPOSICIÓN

Principalmente, están formados por compuestos sólidos inorgánicos muy variados. Según su industrialización, estos pueden ser **minerales metálicos** (de los cuales se extraen los metales) y **minerales no metálicos** (usados como insumos en la producción de cemento, vidrio, etc.).

¿Cómo se clasifican los minerales metálicos?

Estos minerales se clasifican así:

- **Nativos.** Es decir, sin formar compuestos. Bajo esta forma se presentan los metales nobles como el oro y la plata.
- **Oxidados.** Son los minerales que contienen metales bajo la forma óxidos, como la hematita (Fe_2O_3).
- **Sulfurados.** Son los minerales que contienen metales bajo la forma sulfuros, como la blenda (ZnS).

2.2. EXTRACCIÓN

Una vez ubicado el yacimiento (concentración de grandes masas de minerales con alto valor económico), se procede a su explotación. Cuando el mineral valioso se halla diseminado, la explotación se realiza a **tajo abierto**, y cuando el

mineral se encuentra en vetas, se da mediante **laboreo subterráneo**, es decir, por socavones.



Tajo abierto



Socavones

¿Cuáles son las partes de un mineral?

El mineral extraído se denomina **mena** y contiene dos partes:

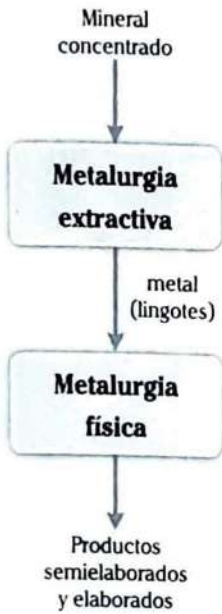
- El mineral valioso
- El mineral no valioso, llamado también estéril o ganga

Conozcamos a continuación algunas menas (minerales).

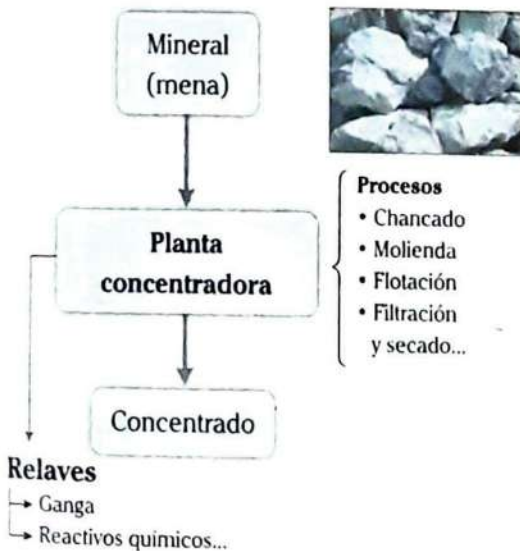
	Mena	Composición
Hierro	Hematita	Fe_2O_3
Cobre	Calcopirita	CuFeS_2
Aluminio	Bauxita	Al_2O_3
Plomo	Galena	PbS
Estaño	Casiterita	SnO_2
Cinc	Blenda	ZnS
Mercurio	Cinabrio	HgS

3. Etapas

Veamos esto esquemáticamente:



Amplíemos un poco. La **concentración** de la mena es la etapa donde se eleva el porcentaje del mineral valioso. Esto se realiza en una planta de concentración, donde el primer paso es el chancado y la molienda del mineral para liberarlo; posteriormente, mediante la flotación se va seleccionando la parte valiosa que finalmente se separa del agua por espesamiento y filtración.



- Procesos**
- Chancado
 - Molienda
 - Flotación
 - Filtración y secado...

En la **metalurgia extractiva**, a través de una serie de procesos físico-químicos se optimiza la concentración del mineral valioso para obtener los metales libres. En el Perú, es la etapa de la metalurgia que más se desarrolla.



- Procesos químicos**
- Tostación
 - Reducción
 - Lixiviación
 - Electrodeposición
 - Electrorrefinación...



IMPORTANTE

Al uso de calor para modificar o reducir el mineral se le llama **pirometalurgia**; por ejemplo, la **tostación** de menas de sulfuro para convertirlas en óxido metálico.

Cuando el metal se extrae de su mena por medio de reacciones acuosas, se denomina **hidrometalurgia**; por ejemplo, la **lixiviación**, en la cual el compuesto que contiene el metal deseado se disuelve en una solución acuosa.



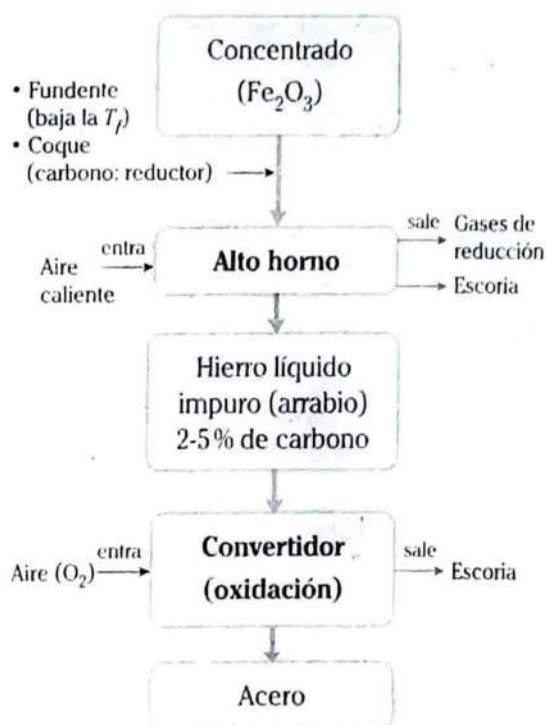
¿Qué diferencia hay entre los relaves y la escoria?

Los **relaves** son los desechos del proceso de concentración de los minerales; por ejemplo, una mezcla de tierra y minerales (ganga), agua, entre otros. Mientras que la **escoria** es el material de desecho de metalurgia extractiva; por ejemplo, de la fundición, tostación, entre otros.

4. Principales procesos metalúrgicos en el Perú

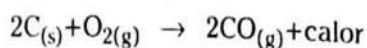
4.1. METALURGIA DEL HIERRO (SIDERURGIA)

El mineral concentrado y aglomerado en bolitas, llamado pellet, se mezcla con coque (reductor) y fundentes. Esto se alimenta al alto horno donde se produce la reducción del óxido para obtener el hierro. El hierro fundido (arrabio) contiene una excesiva cantidad de carbono, que lo hace duro y quebradizo; por ello se traslada a los hornos de fabricación de acero (convertidores).

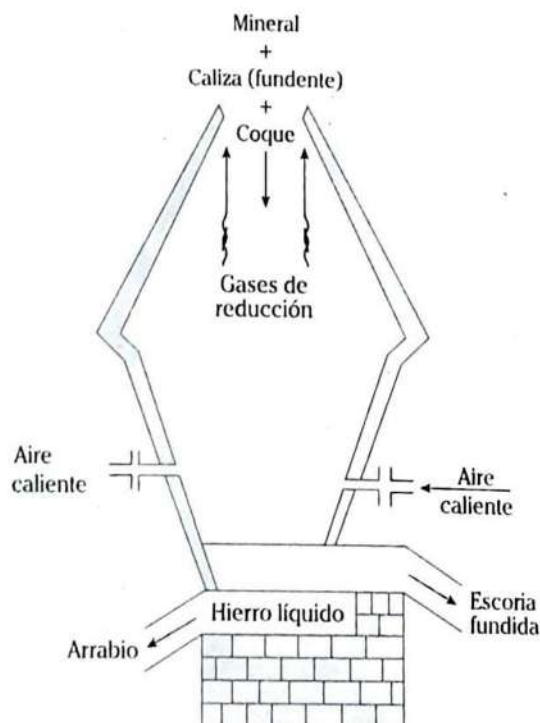
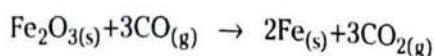


¿Cuáles son las principales reacciones químicas en el alto horno?

En la oxidación de coque



En la reducción de la hematita



RECUERDE

La oxidación es la pérdida de electrones y el elemento aumenta su estado de oxidación.

Ejemplo

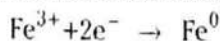
La oxidación del coque



La reducción es la ganancia de electrones y el elemento disminuye su estado de oxidación.

Ejemplo

La reducción del hierro de la hematita



¿Qué es el acero y cuáles son sus variedades?

El acero es básicamente una aleación de hierro y carbono (de 0,05% hasta cerca de un 2%). Puede contener otros elementos que provienen del mineral o del fundente (caliza). A este acero se le llama **acero al carbono**. Si se quiere mejorar sus propiedades mecánicas, se le adiciona elementos aleantes tales como el Cr (cromo) o Ni (níquel). Justamente, el hierro es el metal con mayor volumen de demanda a nivel mundial, pero bajo la forma de acero.

Hay diversas variedades de acero, así tenemos el acero inoxidable, acero galvanizado, aceros aleados para estructuras y herramientas, entre otros.



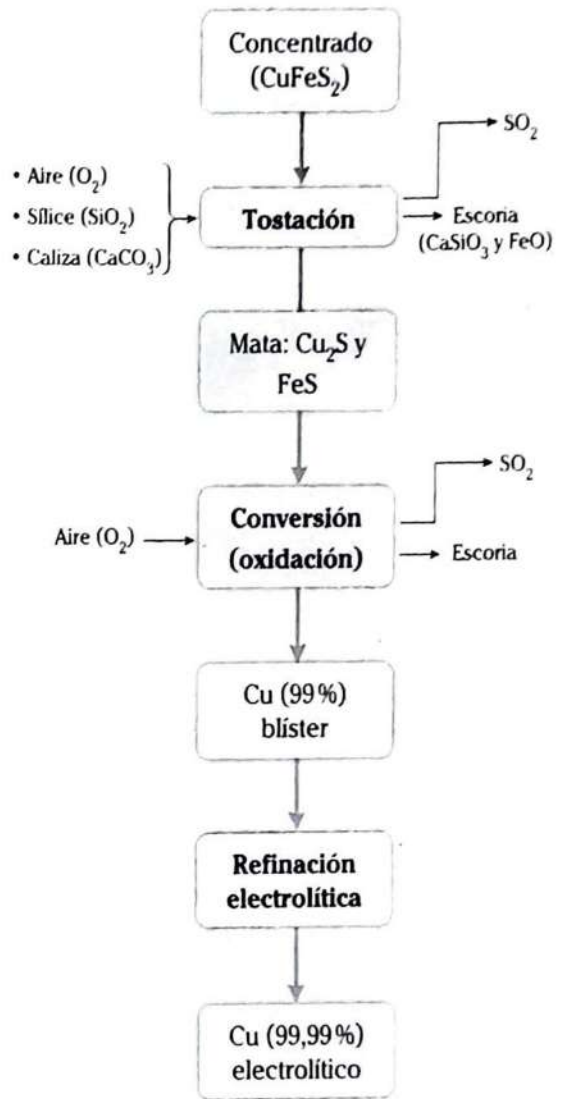
Empleo del acero en estructuras y construcciones en general

4.2. METALURGIA DEL COBRE

El mineral concentrado es sometido a un proceso de **tostación** en hornos de reverbero, donde, por acción del calor, el cobre es separado en forma de sulfuro conocido como **mata de cobre** (Cu_2S y FeS), que contiene 50% de cobre, aproximadamente.

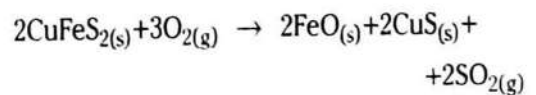
La mata pasa a la etapa de conversión, donde se oxida con aire a alta presión obteniéndose cobre metálico al 99% de pureza, denominado blíster.

La etapa final es la refinación electrolítica, donde por electrólisis se eleva la pureza del cobre hasta un 99,99%.

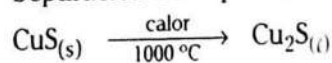


¿Cuáles son las principales reacciones químicas de este proceso?

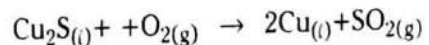
- Tostación



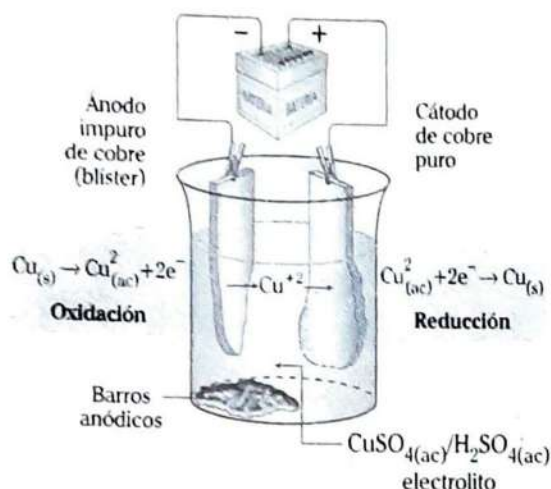
- Separación de impurezas



- Conversión (oxidación)

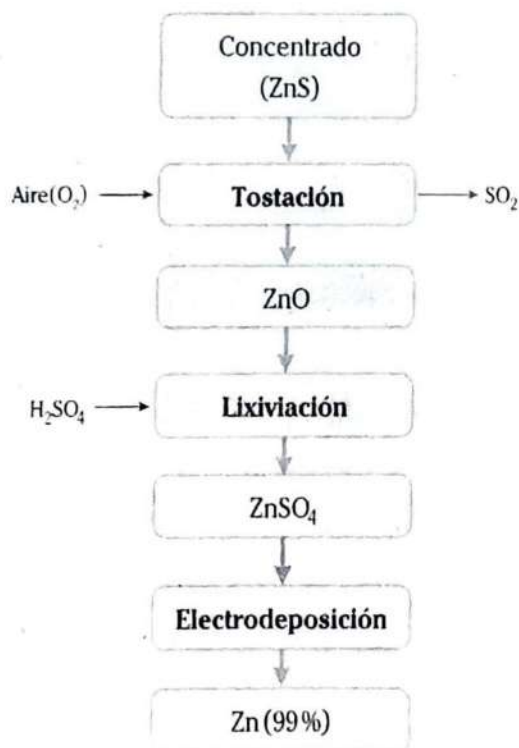


• Refinación electrolítica



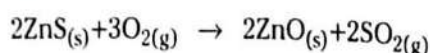
4.3. METALURGIA DEL CINC

El concentrado es oxidado en hornos de tostación formando calcina (ZnO). La calcina luego es lixiviada con ácido sulfúrico para formar una solución de sulfato de cinc (ZnSO₄), que posteriormente es purificada. Esta solución final se somete a una electrodeposición obteniéndose cinc de alta pureza en el cátodo.

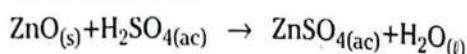


¿Cuáles son las principales reacciones químicas de este proceso?

• Tostación



• Lixiviación ácida

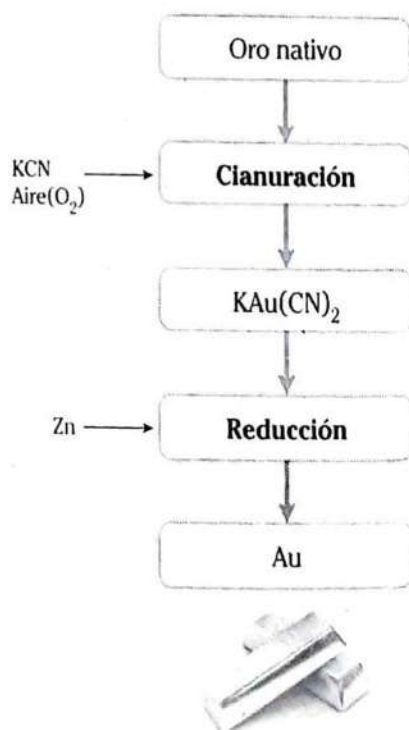


¿SABÍA QUE...?

La metalurgia del plomo es algo similar a la del cinc, solo que en lugar de la lixiviación se procede a la reducción usando coque y fundentes (como en el hierro).

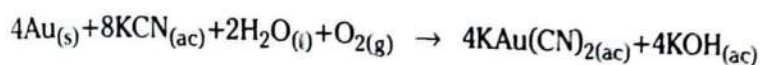
4.4. METALURGIA DEL ORO (POR CIANURACIÓN)

El oro nativo se separa disolviéndolo con una solución de cianuro de sodio o potasio en medio alcalino. Esta solución rica de oro cianurado se reduce posteriormente con polvo de cinc, obteniéndose un precipitado que contiene el metal precioso. Esto finalmente se funde en lingotes.

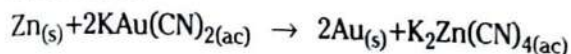


¿Cuáles son las principales reacciones químicas de este proceso?

- Reacción con el cianuro de potasio



- Reducción



¿SABÍA QUE...?

Otro proceso para la extracción del oro es la **amalgamación**, donde el mercurio disuelve el oro formando una amalgama que se separa con facilidad del resto de la mena, seguidamente el oro se extrae por destilación.



4.5. METALURGIA DE LA PLATA

La plata se encuentra en forma nativa y en compuestos como la argentita (Ag_2S). La obtención de la plata es similar al del oro, es decir, por **amalgamación y cianuración**. Sin embargo, la mayor parte de la plata metálica se obtiene de los lodos o barras anódicos de la refinación del cobre y plomo.

5. Principales aplicaciones de los metales más conocidos

	Aplicación
Aluminio	Latas, utensilios domésticos, papel aluminio, vehículos, aeronáutica, tendidos eléctricos, y otros.
Cobre	Cables eléctricos, circuitos electrónicos, bobinas, transformadores, aleaciones (bronce, latón, alpaca, etc.), transporte, plomería, aire acondicionado, y otros.
Hierro	El hierro de alta pureza no tiene demasiadas aplicaciones, pero como acero es usado en automóviles, barcos, componentes estructurales de edificios, maquinarias, herramientas, utensilios domésticos, y otros.
Plomo	Insecticidas, imanes, baterías, municiones, pinturas, y otros.
Plata	Fotografía, electrónica, espejos, joyería, soldadura, y otros.
Oro	Joyería, conexiones eléctricas, naves espaciales, medicina, y otros.
Cinc	En el galvanizado del acero, baterías, metalurgia de metales preciosos, pinturas, aleaciones, y otros.

PRINCIPALES EMPRESAS DE EXTRACCIÓN MINERA EN EL PERÚ

Empresa minera	Yacimiento	Departamento	Mineral
New Mont	Yanacocha	Cajamarca	Au
Barrick	Pierina	Áncash	Au
Buenaventura	Julcani, Orcopampa	Huancavelica, Arequipa	Au, Ag, Pb, Zn
Antamina	Antamina	Áncash	Cu, Ag, Pb, Zn
Southern Perú	Cuajone, Toquepala	Moquegua, Tacna	Cu
Doe Run	Cobriza	Huancavelica	Cu, Ag
Cyprus Climax	Cerro verde	Arequipa	Cu, Mo
Glencore/Xstrata	Tintaya	Cusco	Cu
Volcán	Cerro de Pasco	Pasco	Ag, Pb, Zn
Los Quenuales	Casapalca	Lima	Ag, Zn, Cd
Shougang	Marcona	Ica	Fe
Manhattan Sechura Compañía S.A.	Tambogrande	Piura	Fe

NO VENDA EL PDF , COMPARTELO

IMPORTANTE

Se habla del Perú como un país minero, cierto, pero primario exportador. Lo real es que explotamos minerales y los vendemos en su mayor parte bajo la forma de concentrados o lingotes. Contamos con funciones y refinerías que se cuentan con los dedos de la mano (La Oroya, Cajamarquilla, Ilo, y otros). Nos falta desarrollar la transformación de nuestra materia prima, no hacemos aleaciones ni productos más elaborados de demanda industrial.

Problema N.º 1

Indique las proposiciones correctas.

- I. Los minerales son recursos naturales no renovables.
- II. Si en un yacimiento el mineral está diseminado, su extracción será a tajo abierto.
- III. La ganga es la parte valiosa de la mena.

Resolución

- I. **Correcta**
Estos recursos una vez extraídos no pueden ser regenerados por la naturaleza en un tiempo corto.
- II. **Correcta**
La forma cómo se encuentra el mineral determina su forma de extracción: diseminado, a tajo abierto y, en vetas, por socavón (laboreo subterráneo).
- III. **Incorrecta**
Del mineral extraído (mena), la ganga es la parte no valiosa que debe ser separada.

Problema N.º 2

Sobre la concentración de los minerales, ¿qué afirmaciones no corresponden?

- I. En este proceso se incrementa el porcentaje del mineral valioso en la mena.
- II. En los relaves producidos se elimina gran parte de la ganga.
- III. El mineral concentrado pasa a la etapa de refinación.

Resolución

- I. **Correcta**
Al eliminar gran parte de la ganga, el porcentaje de esta se reduce en el mineral, y aumenta el porcentaje de la parte valiosa.
- II. **Correcta**
A los desechos producidos en la etapa de concentración, se les denomina relaves; con ellos se elimina la ganga extraída.

III. **Incorrecta**

El mineral concentrado pasa a la metalurgia extractiva, de la cual la refinación es la etapa final que se encarga de elevar la pureza del metal.

Problema N.º 3

Indique verdadero (V) o falso (F) sobre la relación entre la mena y su clasificación según su utilidad.

- I. Calcopirita: mineral metálico del cual se extrae el cobre.
- II. Caliza: mineral metálico usado en la producción de cemento.
- III. Hematita: mineral no metálico del cual se extrae el hierro.

Resolución

- I. **Verdadero**
La calcopirita o chalcopirita (CuFeS_2) es un mineral metálico, conocida también como la mena del cobre.
- II. **Falso**
La caliza es un mineral no metálico (CaCO_3) usado en la fabricación del cemento y de cal.
- III. **Falso**
La hematita (Fe_2O_3) es un mineral metálico, conocida también como la mena principal de la que se extrae el hierro.

Problema N.º 4

De las siguientes proposiciones con respecto al hierro, ¿cuál o cuáles son correctas?

- I. Bajo la forma de acero, es el metal más usado a nivel mundial.
- II. Acero galvanizado es lo mismo que inoxidable.
- III. En su extracción se usa, principalmente, la hidrometalurgia.

Resolución

I. **Correcta**

Debido a que el acero es versátil y tiene diferentes variedades, este se emplea en la fabricación de equipos, herramientas, construcción de edificaciones, vehículos, etc. Por ello tiene mayor demanda en todo el mundo.

II. **Incorrecta**

El acero galvanizado tiene un recubrimiento de cinc; mientras que el acero inoxidable se caracteriza por su composición que presenta un mínimo de 10% de cromo.

III. **Incorrecta**

La extracción del hierro se da a través de un proceso pirometalúrgico en el alto horno, es decir, transformaciones favorecidas por las elevadas temperaturas.

Problema N.º 5

Respecto a los procesos metalúrgicos, es correcto afirmar que

- I. la metalurgia del hierro es denominada siderurgia.
- II. el cobre y el cinc se purifican por refinación electrolítica.
- III. los minerales sulfurados son transformados en óxidos mediante la tostación.

Resolución

I. **Correcto**

La metalurgia del hierro es más conocida como siderurgia.

II. **Correcto**

El cobre y el cinc son dos metales en cuya refinación se emplean procesos electrolíticos. En el cobre, el cobre blíster se coloca como ánodo, y en el cátodo se obtiene el cobre electrolítico. En la refinación del cinc, el Zn^{+2} de la solución pasa a depositarse como cinc metálico en el cátodo.

III. **Correcto**

En general, la extracción de los metales se da con mayor facilidad a partir de óxidos que de sulfuros. Por esta razón, es necesaria la tostación.

Problema N.º 6

Respecto a la metalurgia del cobre, indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda.

- I. La calcopirita es procesada por lixiviación ácida.
- II. El cobre blíster se obtiene por la reducción del sulfuro cuproso contenido en la mata.
- III. Su metalurgia produce gases contaminantes como el dióxido de azufre.

Resolución

I. **Falso**

La calcopirita, primero, sufre un proceso de tostación.

II. **Verdadero**

La mata que contiene Cu_2S por reacción con el oxígeno es convertido en cobre blíster, cuya pureza puede llegar al 99%.

III. **Falso**

En la etapa de tostación y de conversión se obtiene dióxido de azufre, que es un gas tóxico y a la vez contaminante.

Problema N.º 7

Sobre la metalurgia del cinc, indique cuál o cuáles son proposiciones correctas o incorrectas.

- I. La extracción del metal cinc se hace principalmente a partir de la galena.
- II. Se usa hidrometalurgia ácida en una de sus etapas.
- III. Se puede obtener cinc con 99,99% de pureza mediante procesos electrolíticos.

Resolución

I. **Incorrecta**

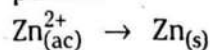
La mena del cinc es la blenda (ZnS), llamada también esfarelita. La galena (PbS) es la mena de la cual se extrae plomo.

II. **Correcta**

Luego de la tostación, el óxido de cinc (ZnO) obtenido pasa a una etapa de lixiviación, utilizándose una solución acuosa de ácido sulfúrico que disuelve al mineral bajo la forma de $\text{Zn}_{(\text{ac})}^{2+}$.

III. **Correcta**

El $\text{Zn}_{(\text{ac})}^{2+}$ de la lixiviación pasa por un proceso de electrólisis, del que se obtiene en los cátodos el metal sólido con una alta pureza.



Problema N.º 8

Los metales preciosos oro y plata se obtienen por procesos metalúrgicos similares. Al respecto, indique verdadero (V) o falso (F).

- I. En uno de los procesos de extracción se emplea mercurio.
- II. La cianuración del oro deja residuos tóxicos.
- III. El oro nativo al pasar por lixiviación produce sulfato áurico acuoso, del cual se extrae el oro por electrodeposición.

Resolución

I. **Correcto**

En la extracción por amalgamación se usa mercurio. Este metal líquido forma una mezcla homogénea con el oro o la plata; luego por destilación, el mercurio se evapora quedando el metal precioso.

II. **Correcto**

Los cianuros son sales muy tóxicas; por esta razón deben ser utilizados con bastante cuidado. Si observamos las ecuaciones del proceso de cianuración, veremos residuos donde hallamos cianuros; por ejemplo, el $\text{K}_2\text{Zn}(\text{CN})_4$.

III. **Incorrecto**

El oro es un metal noble que no reacciona con el ácido sulfúrico; por ello, en su extracción no se aplica lixiviación ácida.

Problema N.º 9

A partir de 4000 tm de la mena del cinc con un 45 % de blenda, ¿cuántas toneladas métricas de ganga hay? ¿Y cuál es la máxima cantidad de metal que se puede obtener del mineral valioso? PA (uma): S=32; Zn=65

Resolución

Si la blenda (ZnS) es el 45 % del mineral, entonces la ganga representa el 55 % de este. Por ello

$$m_{\text{ganga}} = 55\%(4000 \text{ tm}) \rightarrow m_{\text{ganga}} = 2200 \text{ tm}$$

de donde

$$m_{\text{ZnS}} = 4000 \text{ tm} - 2200 \text{ tm} \rightarrow m_{\text{ZnS}} = 1800 \text{ tm}$$

Ahora hallamos la masa de cinc

$$\text{PF}(\text{ZnS}) = 65 + 32 = 97$$

Entonces

$$97 \text{ tm}(\text{ZnS}) \rightarrow 65 \text{ tm}(\text{Zn})$$

$$1800 \text{ tm}(\text{ZnS}) \rightarrow m_{\text{Zn}}$$

$$\therefore m_{\text{Zn}} = 1206,2 \text{ tm}$$

PROBLEMAS PROPUESTOS

NIVEL BÁSICO

- ¿Qué mineral contiene hierro?
A) cinabrio B) blenda C) casiterita
D) hematita E) bauxita
- ¿Cuál de las siguientes alternativas contiene solo metales nativos?
A) Fe, Pb, Ag B) Hg, Ag, Cu C) Zn, Ag, Pt
D) Fe, Cu, Zn E) Au, Ag, Pt
- Los mineros son los desechos de la concentración de las menas; mientras que la es el residuo de los procesos pirometalúrgicos.
A) desmontes - ganga B) óxidos - ganga
C) relaves - escoria
D) sulfuros - escoria E) relaves - mena
- La plata al igual que el oro se pueden extraer por amalgamación. ¿Qué metal se usa para este propósito?
A) cobre B) platino C) mercurio
D) plata E) hierro
- En la metalurgia del cobre, ¿qué masa de este metal se obtendrá a partir de 5 tm de calcopirita (CuFeS_2) al 50% de pureza?
PA (uma): Cu=63,5; Fe=56; S=32
A) 0,78 tm B) 0,96 tm C) 1,04 tm
D) 1,12 tm E) 1,39 tm
- Indique el nombre del siguiente proceso en el tratamiento del cobre blíster.
 $\text{Cu}_{(s)} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}_{(ac)}^{+2}$: ánodo
 $\text{Cu}_{(ac)}^{+2} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}_{(s)}$: cátodo
A) lixiviación B) flotación C) fundición
D) electrorrefinación E) tostación
- Identifique cuál o cuáles son las proposiciones incorrectas con respecto a la siderurgia.
 - El monóxido de carbono requerido se obtiene por la oxidación del coque.

- El arrabio es hierro líquido impuro.
- El hierro se oxida durante el proceso.

A) solo III B) I y III C) II y III
D) todas E) solo II

NIVEL INTERMEDIO

- Sobre la metalurgia del cobre, indique verdadero (V) y falso (F).
 - El mineral valioso es separado de la ganga por flotación.
 - El cobre blíster es el cobre usado como conductor eléctrico.
 - En la electrorrefinación, el cobre blíster hace el papel de ánodo.

A) VVF B) VFV C) VFF
D) VVV E) FFV
- Respecto a la metalurgia del oro y la plata, marque la proposición correcta.
 - Formada la amalgama, el oro y la plata se separan del mercurio por electrorrefinación.
 - La amalgamación así como la cianuración son procesos poco contaminantes.
 - El oro debe formar aleaciones para ser resistente a la corrosión.
 - La plata solo se halla en forma nativa.
 - El oro y la plata se pueden encontrar en lodos anódicos producidos en la extracción de otros metales.
- El SO_2 es un gas que se elimina de la tostación de minerales, pudiendo ser causante de lluvia ácida. ¿Qué técnica o proceso se utiliza para evitar este problema de contaminación?
 - almacenamiento del SO_2 en tanques presurizados
 - fabricación de H_2SO_4 a partir del SO_2
 - eliminación de este gas a través de chimeneas de gran altura
 - no emanando SO_2
 - liberando SO_2 a bajas alturas de la atmósfera



Contaminación ambiental

Capítulo XXVI

OBJETIVO

- Proponer alternativas de solución para el cuidado del ambiente conociendo la causa de los fenómenos contaminantes.

1. Concepto

Es la transformación indeseable de un ecosistema haciéndolo no apto para la vida o disminuyendo la calidad de la misma debido a la emisión de contaminantes físicos (ruido, radiaciones, ondas, etc.), biológicos (microorganismos patógenos) o químicos (sustancias químicas).

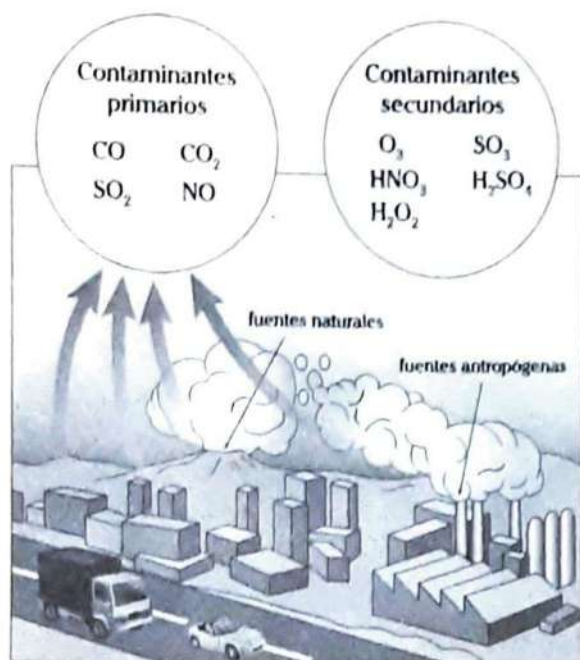
La forma de contaminación que vamos a estudiar es la contaminación química, en la cual las sustancias contaminantes llegan al aire, agua y suelo. Estos contaminantes de acuerdo a su facilidad de degradación pueden ser biodegradables y no biodegradables.

- **Contaminantes biodegradables.** Son degradados fácilmente por la acción de enzimas de los microorganismos, insectos, lombrices, entre otros.
El tiempo de degradación puede ser días, semanas, meses o pocos años. Por ejemplo, tenemos cáscara de fruta, papeles, materia orgánica de desecho, entre otros.
- **Contaminantes no biodegradables.** No pueden degradarse por acción enzimática por lo que persisten en el medioambiente incluso por varios cientos de años. Por ejemplo, tenemos latas de metal, bolsas de polietileno, vidrios, plásticos, entre otros.

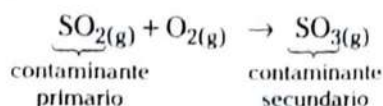
2. Contaminación atmosférica

[NO VENDA EL PDF , COMPARTELO](#)

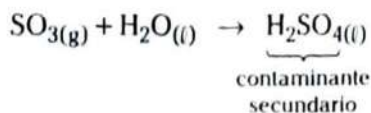
Es la contaminación del aire debido a la presencia de sustancias químicas de tipo gaseoso, sólido o líquido. De acuerdo a su intervención en la contaminación, se clasifica de la siguiente manera: contaminantes primarios, si pasan directamente del foco contaminante a la atmósfera, y contaminantes secundarios, si se forman a partir de un contaminante primario; estos son, generalmente, más peligrosos.



Ejemplo



Como también



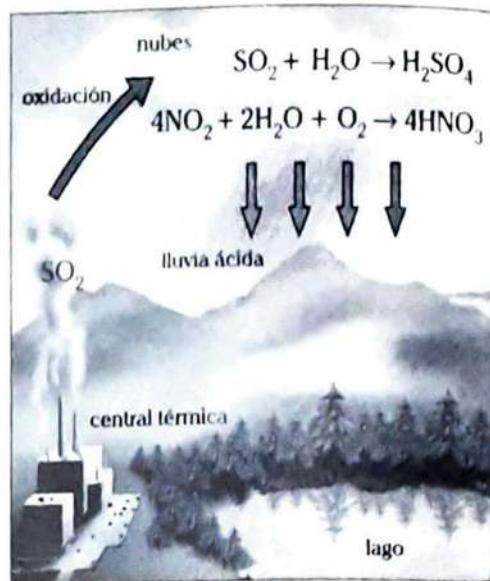
Los fenómenos contaminantes de la atmósfera se dan principalmente en la tropósfera y luego en la estratósfera. Estos fenómenos pueden ser de repercusión local o de repercusión global.

2.1. FENÓMENOS DE REPERCUSIÓN LOCAL

2.1.1. Lluvia ácida

Es la precipitación líquida de agua de lluvia con presencia de ácidos del tipo H₂SO₄ y HNO₃, principalmente, que se forman por reacción del H₂O con los óxidos de nitrógeno (NO_x: NO y NO₂) y óxidos de azufre (SO_x: SO₂ y SO₃), los cuales son liberados de diferentes fuentes, tales como los obtenidos de la quema de combustibles fósiles

(carbón, gasolina, etc.), pues estos tienen como impureza al azufre, que es liberado como SO₂, así como también los obtenidos de la tostación de minerales sulfurados en las plantas metalúrgicas, entre otros.



Proceso de formación de la lluvia ácida

Entre algunos efectos de la lluvia ácida tenemos los siguientes:

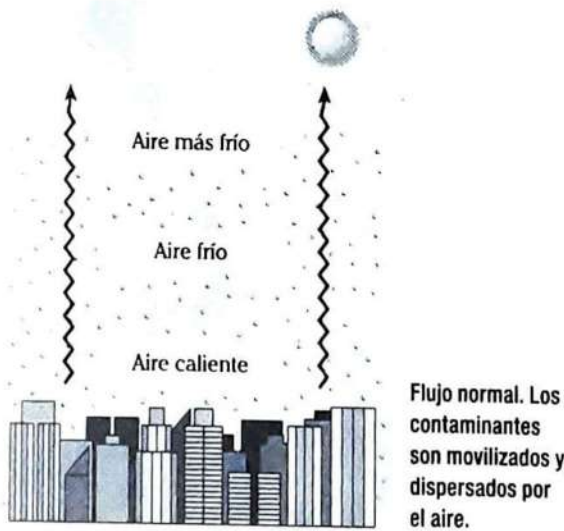
- Disminuye el pH de los ríos, lagos y lagunas.
- Acidifica los suelos haciéndolos inadecuados para la agricultura.
- Corroe las construcciones metálicas.
- Desgasta los monumentos que contienen mármol tal como se observa en las siguientes imágenes.



2.1.2. Esmog químico o industrial

Se llama así a la mezcla de aire, vapor de agua, contaminantes primarios, como NO , CO , CO_2 y SO_2 , hidrocarburos, partículas sólidas (hollín) y partículas metálicas. Estos al entrar por las vías respiratorias y los ojos provocan irritación y también pueden causar asfixia. Para que ocurra este proceso se debe cumplir, generalmente, con tres condiciones que generan un estancamiento de contaminantes.

- Alta humedad
- Territorio rodeado de cerros, colinas o rascacielos
- Presencia del fenómeno de la inversión térmica (ver siguiente imagen)



2.1.3. Esmog fotoquímico o urbano

Es la mezcla de contaminantes secundarios formados en presencia de una alta incidencia de luz que acelera la ocurrencia de reacciones químicas (reacciones fotolíticas) obteniendo sustancias más peligrosas como el ozono (O_3), formaldehído (HCHO), peroxiacilnitrato (PAN), hidrocarburos modificados, etc. Para que se forme este esmog, además de las tres condiciones planteadas para el esmog químico, también es necesario que en la zona haya una alta incidencia de luz.

Las personas más afectadas por esta contaminación son las que sufren de males bronquiales, como el asma.

2.2. FENÓMENOS DE REPERCUSIÓN GLOBAL

2.2.1. Calentamiento global

En primer lugar hablaremos del efecto invernadero. Este es un proceso natural por el cual nuestro planeta atrapa calor, que le permite cumplir los ciclos biogeoquímicos (por ejemplo, el ciclo del carbono, el ciclo del agua, los procesos geológicos, la regulación de la temperatura del planeta) y, sobre todo, generar las condiciones para la existencia de vida en el planeta. El mecanismo consiste en atrapar el calor por medio de ciertas moléculas de gases, como dióxido de carbono (CO_2), metano (CH_4) y vapor de agua (H_2O). De todo el calor que llega a la Tierra, queda atrapado en la atmósfera alrededor del 30% y el resto devuelto al espacio.

En los últimos años, los gases de efecto invernadero (GEI) se han incrementado en la atmósfera, sobre todo el dióxido de carbono (CO_2), que se libera por el uso de los combustibles fósiles (derivados del petróleo, gas natural y carbón)

generando un desequilibrio en el efecto invernadero. Cuando hay un desequilibrio en el efecto invernadero, se le llama **calentamiento global**, el cual ha ido generando diversos problemas:

- Deshielo de los Polos, aumentando el nivel de agua de los océanos
- Deshielo de glaciares y nevados, pudiendo generar la desaparición de nacimientos de ríos que van hacia la costa
- Aumento de zonas desérticas
- Origen de huracanes, ciclones y tempestades más violentos, pues el calentamiento del planeta afecta la temperatura de los vientos

¿SABÍA QUE...?

En el Perú, un atractivo turístico era el nevado Pastoruri, el cual actualmente tiene escasa cantidad de hielo debido al calentamiento global.

En la siguiente imagen se comparan ambos fenómenos:

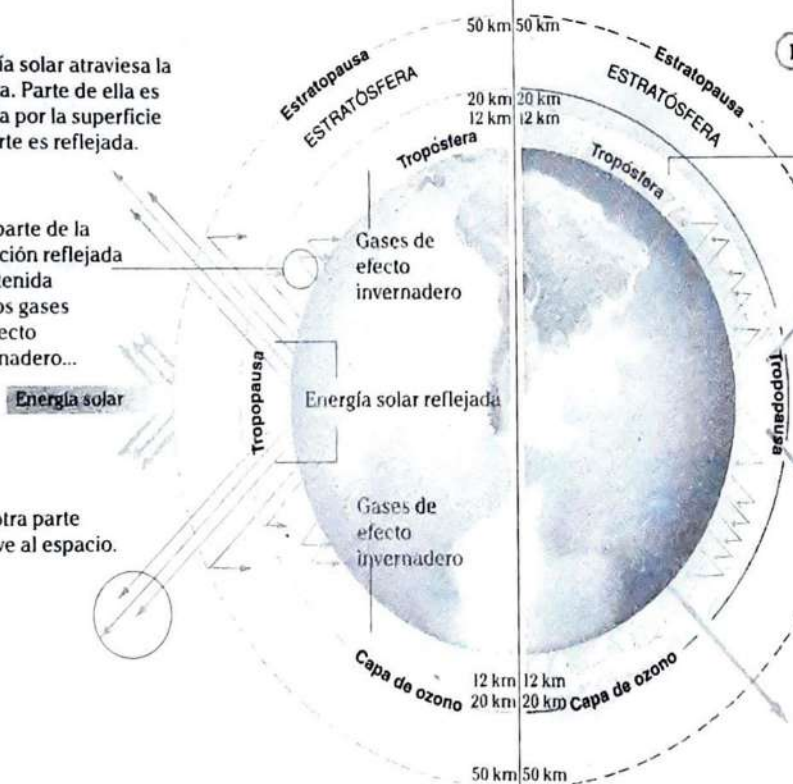
EL EFECTO INVERNADERO

Es el calentamiento natural de la Tierra. Los gases de efecto invernadero, presentes en la atmósfera, retienen parte del calor del Sol y mantienen una temperatura apta para la vida.

1 La energía solar atraviesa la atmósfera. Parte de ella es absorbida por la superficie y otra parte es reflejada.

2 Una parte de la radiación reflejada es retenida por los gases de efecto invernadero...

3 ... y otra parte vuelve al espacio.



EL CALENTAMIENTO GLOBAL

Es el incremento a largo plazo en la temperatura promedio de la atmósfera. Se debe a la emisión de gases de efecto invernadero que se desprenden por actividades del hombre.

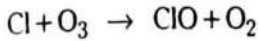
1 La quema de combustibles, la deforestación, la ganadería, etc., incrementan la cantidad de gases de efecto invernadero en la atmósfera.

2 La atmósfera modificada retiene más calor. Así, se daña el equilibrio natural y aumenta la temperatura de la Tierra.

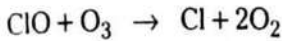
2.2.2. Adelgazamiento de la capa de ozono

Es el fenómeno por el cual, a causa de ciertos contaminantes que provienen de la Tierra, se está destruyendo la capa de ozono, que nos protege de las radiaciones UV que provienen del Sol.

Los principales gases causantes de este deterioro son los clorofluorocarbonos (CFC), llamados también freones, que al llegar a las partes más altas se descomponen liberando átomos de cloro y bromo, los cuales al interactuar con el ozono lo descomponen según el siguiente mecanismo:



Sin embargo, la reacción prosigue



Como vemos, el átomo de cloro se vuelve a liberar para seguir destruyendo más moléculas de ozono. Un átomo de cloro activo puede transformar alrededor de trescientos mil moléculas de ozono.

Otros contaminantes que destruyen la capa de ozono son los halones (bromofluorocarbonos), los cuales los encontramos, principalmente, en los extintores de fuego. Su mecanismo destructivo es similar que el de los freones, pero con la liberación del bromo activo que es mucho más destructivo que el cloro activo.

El adelgazamiento de la capa de ozono ha generado los siguientes efectos:

- Proliferación de casos de cáncer a la piel, cataratas oculares
- Manchas en la piel de diversos tipos
- Cambios en las coloraciones y pigmentaciones de las algas, plantas y animales



¿Bronceado o quemado?

3. Contaminación del agua

El agua se contamina por diversas fuentes, tales como el agua de desagüe, conocida en la ingeniería como aguas negras (por su color), aguas servidas o aguas residuales; las aguas residuales industriales en el caso específico de la industria metalúrgica son los relaves mineros. En algunos casos las aguas de mares, ríos o lagos también se ven contaminados con derrames de petróleo.

La agricultura y la ganadería también contaminan las aguas debido a la escorrentía de las lluvias (corrientes de aguas superficiales) que arrasan con restos de heces de ganado, fertilizantes ya abonos.

Cuando al agua de un lago o laguna se vierten nitratos, fosfatos y restos orgánicos, se genera la aceleración de la **eutrofización**, que consiste en el envejecimiento de un lago o laguna por acumulación de nutrientes que generan el crecimiento de algas y plantas acuáticas. Esto trae como consecuencia la disminución de oxígeno y, por lo tanto, la muerte de animales acuáticos.

4. Contaminación del suelo

El suelo se contamina, por ejemplo, en las actividades agrícola, pues utilizan fertilizantes, abonos, insecticidas, plaguicidas y fungicidas, y ganadera, que dejan heces y restos del ganado. También se contamina por la presencia de residuos sólidos (basura), que se acumulan en los botaderos y rellenos sanitarios. Para generar menos residuos sólidos, se deben aplicar las tres "R": reducir (generar menos residuos de plástico, papel, metal y residuos orgánicos), reusar (volver a utilizar lo que ya se usó, por ejemplo imprimir sobre la cara blanca de un papel ya usado) y reciclar (transformar físico-químicamente el material para obtener un producto útil).

PROBLEMAS RESUELTOS

Problema N.º 1

¿Cuáles de los enunciados respecto al efecto invernadero son correctos o incorrectos?

- I. Se debe a que la atmósfera retiene las radiaciones provenientes del Sol.
- II. Es consecuencia de la producción del esmog fotoquímico.
- III. Se debe a la emanación de SO_2 proveniente de las actividades mineras.
- IV. Es mayor, debido principalmente al incremento de CO_2 en la atmósfera.

Resolución

I. Correcto

El aire troposférico retiene las radiaciones infrarrojas que la Tierra refleja y que han provenido del Sol.

II. Incorrecto

El efecto invernadero se debe a la presencia de gases, CO_2 y H_2O , que naturalmente "atrapan" la radiación infrarroja que sale de la Tierra haciéndola retornar, y como consecuencia de ello mantienen el equilibrio térmico del planeta.

III. Incorrecto

La emanación del SO_2 a la atmósfera puede generar "lluvia ácida".

IV. Correcto.

El incremento excesivo de CO_2 a la atmósfera provoca desequilibrio del efecto invernadero, lo que conduce al calentamiento global.

Problema N.º 2

Con respecto a la contaminación ambiental, establece las relaciones adecuadas.

- a. Efecto invernadero
 - b. Calentamiento global
 - c. Destrucción de la capa de ozono
 - d. Radiación solar UV
-
- I. Debido a la quema de combustibles y deforestación.
 - II. Es responsable de cáncer a la piel
 - III. Fenómeno natural por el cual la Tierra retiene parte de la energía solar.
 - IV. Por la presencia de $\text{C}_2\text{F}_3\text{Cl}_3$, CCl_2F_2 , CFCl_3 , CF_2Cl_2 .

UNMSM 2011-I

Resolución

Analizando las proposiciones, la relación adecuada es aIII, bI, cIV, dII. A continuación se da su explicación.

- a. El efecto invernadero es un fenómeno natural por el cual la Tierra retiene parte de la energía total que llega del Sol.
- b. El calentamiento global tiene como causa la presencia excesiva de anhídrido carbónico (CO_2) en el aire provocado, por ejemplo, por la quema de combustibles fósiles; sin embargo, el consumo natural de este gas vía fotosíntesis se ve amenazado por la deforestación inconsciente de actividades humanas.
- c. La destrucción de la capa de ozono se debe a la presencia de los freones, gases refrigerantes, propulsores, etc., tales como las siguientes sustancias: $\text{C}_2\text{F}_3\text{Cl}_3$, CCl_2F_2 , CFCl_3 , CF_2Cl_2 .
- d. La radiación solar UV, cuando es excesiva, es responsable del cáncer a la piel.

Problema N.º 3

El cambio climático de la Tierra se atribuye a la presencia de y en la alta atmósfera, debido a los factores

- A) CO_2 - clorofluorocarbonos - catastróficos.
- B) CO_2 - ozono - antropogénicos.
- C) CO - ozono - atmosféricos.
- D) CO_2 - clorofluorocarbonos - antropogénicos.
- E) O_3 - clorofluorocarbonos - antropogénicos.

UNMSM 2008-I

Resolución

El cambio climático de la Tierra, o efecto invernadero, se debe a la presencia de CO_2 y clorofluorocarbonos, principalmente en la alta atmósfera, debido a factores antropogénicos (actividades humanas).

Problema N.º 4

Con respecto a la lluvia ácida, indique la veracidad (V) o falsedad (F) de las siguientes proposiciones.

- I. Se debe principalmente a las emisiones de óxido de azufre y de nitrógeno.
- II. Provoca deterioro en la vegetación y acidificación de suelos, ríos y lagos.

- III. Es conocida como lepra de la piedra ya que destruye estatuas y edificaciones que contienen carbonatos.

Resolución

I. Verdadera

La lluvia ácida es un fenómeno que afecta negativamente diferentes ecosistemas en el planeta. Se origina por la constante emisión de óxidos de azufre y de nitrógeno a la atmósfera por parte de vehículos e industrias, los cuales al entrar en contacto con las masas de agua atmosféricas se transforman en ácido sulfúrico (H_2SO_4) y ácido nítrico (HNO_3).

II. Verdadera

Estos ácidos al precipitar como lluvia disminuye el pH de sistemas acuáticos (ríos, lagos), sistemas terrestres (suelos de cultivo), así como degradan estructuras de edificaciones.

III. Verdadera

Se le conoce como "lepra de la piedra", pues el contacto del ácido con estructuras hechas de carbonato, por ejemplo, provoca su desgaste; es decir, el material se cae por pedazos.

PROBLEMAS PROPUESTOS

NIVEL BÁSICO

1. La contaminación ambiental es un problema global que es de interés para toda la humanidad. Respecto a ella, indique la proposición incorrecta.
 - A) Consiste en alterar la calidad del aire, agua y suelo.
 - B) El proceso puede ser natural o antropogénico.
 - C) Algunos contaminantes son biodegradables y su presencia en el medio es corto.
 - D) Las cerámicas y el vidrio no se degradan fácilmente.
 - E) Los materiales biológicos, sustancias químicas y nucleares no generan contaminación.
2. Respecto a la contaminación ambiental, indique la alternativa que no es correcta.
 - A) Los fungicidas son sustancias que eliminan hongos.
 - B) Una consecuencia del mayor paso de los rayos ultravioleta hacia la Tierra es el aumento de casos de cáncer a la piel.
 - C) La combustión incompleta de hidrocarburos produce CO, hollín, etc., siendo contaminantes del aire.
 - D) Los freones son usados como propulsores en los aerosoles, siendo sustancias muy estables.
 - E) El cartón, colilla de cigarro, plásticos son sustancias biodegradables.
3. De la siguiente relación de contaminantes del medioambiente, indique cuántos son contaminantes físicos y químicos, respectivamente.
 - macropartículas
 - ruido
 - CFC
 - temperatura
 - humos
 - ondas electromagnéticas

A) 3 y 3 B) 2 y 4 C) 5 y 1
D) 4 y 2 E) 1 y 5
4. El Perú está siendo afectado sensiblemente por el calentamiento global, existiendo algunos indicadores que prueban este hecho, entre los cuales podemos mencionar
 - I. el deshielo de los glaciares en las cordilleras andinas.
 - II. la formación de esmog urbano.
 - III. la formación de la cordillera submarina.Indique la o las proposiciones correctas.

A) solo I B) solo II C) solo III
D) I y III E) todas
5. Con relación a la capa de ozono, señale la o las proposiciones correctas.
 - I. Se encuentra ubicada en la tropósfera.
 - II. Filtra la radiación infrarroja proveniente del Sol.
 - III. Es destruida por acción del cloro atómico que proviene de los freones.

A) solo I B) solo II C) solo III
D) I y II E) II y III

6. Con relación a los efectos que causa la lluvia ácida, indique la o las proposiciones correctas.

- I. Corrosión de piezas metálicas y aleaciones
- II. Endurecimiento de los carbonatos, como el mármol
- III. Disminución del pH de las tierras de cultivo

A) solo I B) solo II C) solo III
D) I y III E) I y II

7. Respecto a la contaminación del agua, indique la veracidad (V) o falsedad (F) de las siguientes proposiciones.

- I. La presencia de metales pesados contamina el agua de los ríos y lagos.
- II. La lluvia ácida disminuye su pH perjudicando la vida acuática.
- III. El derrame de petróleo en el mar no afecta la biodiversidad que hay en ella.

A) VVF B) VVV C) FFV
D) VFV E) FVF

8. Respecto a la contaminación del suelo, indique cuál o cuáles proposiciones son verdaderas.

- I. En Lima y Callao, uno de los graves problemas de contaminación del suelo es los desechos sólidos, como resultado del consumo excesivo de la población.
- II. Los plaguicidas son contaminantes que alteran las propiedades de la tierra de cultivo.

III. Los desechos radioactivos no son un problema de contaminación, pues estos ya no emiten radiación.

A) solo I B) todas C) I y III
D) solo III E) I y II

9. ¿Qué proceso no corresponde a las medidas tomadas para reducir diversos casos de contaminación ambiental?

- A) laguna de oxidación
- B) uso de carbón activado
- C) reciclaje
- D) uso de convertidores catalíticos
- E) uso de aerosoles

NIVEL INTERMEDIO

10. Una consecuencia antropogénica del efecto invernadero es conocida como el calentamiento global. Respecto al efecto invernadero, marque cuál o cuáles proposiciones son correctas.

- I. Es un fenómeno reciente generado por el gran avance industrial actual.
- II. Consiste en retener radiaciones infrarrojas provenientes del Sol y remitirlas hacia la Tierra.
- III. Los principales gases invernaderos son CO_2 , SO_2 y CH_4 .

A) solo I B) solo III C) solo II
D) I y II E) todas

11. Respecto a la contaminación del agua, marque la alternativa incorrecta.

- A) El derrame de petróleo provoca la muerte de especies marinas debido a la abrupta modificación de las condiciones del hábitat.
- B) El aumento de nutrientes por la eutrofización favorece el incremento de bacterias aeróbicas.
- C) En el problema de la eutrofización, el hombre al arrojar desechos favorece las condiciones anaeróbicas.
- D) La contaminación térmica con aguas industriales permite la proliferación de bacterias anaeróbicas en el río o lago aumentando la DBO.
- E) La marea negra impide la disolución del oxígeno y el paso de la luz solar destruyendo el fitoplancton y la vegetación acuática.

NO VENDA EL PDF, COMPARTELO

12. Respecto a la contaminación ambiental, determine si las proposiciones son verdaderas (V) o falsas (F).

- I. El exceso de fertilizantes agregados al suelo incrementa su fertilidad.
- II. Los plaguicidas no son considerados contaminantes.
- III. La lluvia ácida que cae sobre los terrenos de cultivo causa su empobrecimiento productivo.

- A) VFF B) VFV C) FFV
- D) FVV E) VVF

13. Indique la alternativa correcta.

- A) Todos los detergentes son biodegradables.
- B) El CO_2 es el gas que favorece la destrucción de la capa de ozono.
- C) La cerámica, el vidrio y la madera son biodegradables.
- D) Los óxidos de nitrógeno (NO_x) y de azufre (SO_x) son los responsables de la formación de la lluvia ácida.
- E) No se generan nuevas enfermedades al existir contaminación ambiental.

14. Con relación a la lluvia ácida y su contaminación, indique verdadero (V) o falso (F) según las siguientes proposiciones.

- I. Degrada materiales de construcción, como el mármol y la piedra caliza generando la "lepra de piedra".
- II. Es perjudicial para la vida acuática por el incremento de acidez.
- III. Las principales sustancias ácidas que son responsables de dicho fenómeno son H_2SO_4 , HF y HNO_3 .

- A) VFV B) FFV C) VVF
- D) VFF E) VVV

Claves

Capítulo I

1	A	4	B	7	C	10	D	13	D
2	B	5	A	8	B	11	B	14	C
3	E	6	A	9	B	12	A	15	E

Capítulo II

1	A	4	B	7	A	10	B	13	B
2	D	5	D	8	B	11	A	14	D
3	E	6	D	9	E	12	C	15	D

Capítulo III

1	E	4	A	7	A	10	C	13	B
2	E	5	A	8	C	11	B		
3	B	6	B	9	B	12	E		

Capítulo IV

1	E	4	A	7	B	10	B	13	A
2	D	5	D	8	C	11	B	14	C
3	B	6	B	9	A	12	D		

Capítulo V

1	E	4	A	7	D	10	E	13	C
2	C	5	D	8	D	11	E	14	B
3	B	6	C	9	D	12	C		

Capítulo VI

1	D	4	A	7	A	10	C	13	A
2	E	5	A	8	D	11	D		
3	C	6	E	9	D	12	C		

Capítulo VII

1	A	4	D	7	B	10	D		
2	E	5	B	8	E	11	C		
3	B	6	D	9	D				

Capítulo VIII

1	B	4	A	7	B	10	A	13	E
2	E	5	A	8	D	11	B	14	D
3	C	6	E	9	A	12	D	15	E

Capítulo IX

1	B	4	E	7	D	10	C	13	D	16	D
2	C	5	A	8	B	11	E	14	D	17	A
3	A	6	B	9	C	12	C	15	D		

Capítulo X

1	E	4	E	7	E	10	D	13	A	16	C
2	D	5	D	8	E	11	D	14	B		
3	A	6	B	9	A	12	B	15	B		

Capítulo XI

1	C	4	A	7	D	10	B	13	B
2	E	5	E	8	C	11	B	14	C
3	A	6	D	9	C	12	C	15	C

Capítulo XII

1	D	4	E	7	D	10	E	13	A	16	C
2	E	5	C	8	E	11	D	14	C	17	B
3	B	6	A	9	C	12	C	15	D	18	E

Capítulo XIII

1	C	4	E	7	D	10	A	13	B
2	B	5	D	8	B	11	D	14	D
3	E	6	B	9	A	12	C	15	B

Capítulo XIV

1	B	4	B	7	B	10	B	13	D
2	D	5	B	8	D	11	A	14	D
3	A	6	A	9	D	12	B	15	A

Capítulo XV

1	D	4	D	7	D	10	D	13	C
2	A	5	C	8	D	11	B	14	C
3	E	6	B	9	A	12	A	15	E

Capítulo XVI

1	E	4	B	7	C	10	D		
2	D	5	E	8	A	11	C		
3	A	6	B	9	E	12	A		

NO VENDA EL PDF , COMPARTELO

Claves

Capítulo XVII

1	E	4	C	7	D	10	B	13	C
2	D	5	B	8	B	11	E	14	B
3	B	6	A	9	A	12	D		

Capítulo XVIII

1	D	4	C	7	D	10	E	13	B
2	B	5	E	8	C	11	A	14	A
3	C	6	E	9	B	12	A	15	C

Capítulo XIX

1	E	4	A	7	E	10	D	13	A	16	C
2	D	5	E	8	E	11	C	14	A	17	E
3	A	6	C	9	D	12	D	15	C	18	B

Capítulo XX

1	D	4	D	7	D	10	C	13	C
2	A	5	C	8	D	11	E		
3	A	6	B	9	E	12	E		

Capítulo XXI

1	C	4	A	7	D	10	E	13	C
2	A	5	D	8	E	11	A	14	B
3	D	6	E	9	C	12	C	15	E

Capítulo XXII

1	D	4	E	7	D	10	E	13	E
2	A	5	C	8	C	11	C	14	C
3	B	6	B	9	B	12	A		

Capítulo XXIII

1	D	4	D	7	D	10	B
2	D	5	C	8	C		
3	B	6	B	9	D		

Capítulo XXIV

1	E	4	D	7	C	10	C	13	E
2	D	5	E	8	D	11	D		
3	B	6	B	9	C	12	E		

Capítulo XXV

1	D	3	C	5	D	7	A	9	E
2	E	4	C	6	D	8	B	10	B

Capítulo XXVI

1	E	4	A	7	A	10	C	13	D
2	E	5	C	8	E	11	B	14	C
3	D	6	D	9	E	12	B		

NO VENDA EL PDF , COMPARTELO

Colección Compendios Académicos



QUÍMICA

RAZONAMIENTO VERBAL BIOLOGÍA-ANATOMÍA

RAZONAMIENTO MATEMÁTICO FÍSICA

GEOMETRÍA-TRIGONOMETRÍA HISTORIA

ARITMÉTICA-ÁLGEBRA LENGUAJE LITERATURA

GEOGRAFÍA ECONOMÍA-EDUCACIÓN CÍVICA

FILOSOFÍA-LÓGICA PSICOLOGÍA

POSTULO A
SOY PRE
TEAM POSTULANTES

NO VENDA EL PDF , COMPARTELO

Química



NO VENDA EL PDF , COMPARTELO

 lum.editores

www.elumbreras.com.pe