

COMPENDIO DE QUÍMICA

- Más de 4500 problemas propuestos y resueltos con claves de respuestas
- Desarrollo didáctico del curso
- Simulacros tipo admisión

ADEMÁS,
descárgate el
Banco de ejercicios
virtual con más
de 500 problemas



Editorial
San
Marcos

BANCO DE EJERCICIOS
DE LA COLECCIÓN COMPENDIOS

QUÍMICA



Editorial
San
SM *marcos*

Editorial

ÍNDICE

Teoría atómica.....	4
Tabla periódica.....	18
Enlace químico.....	28
Nomenclatura inorgánica.....	34
Reacciones químicas.....	47
Unidades químicas de masa - Composición centesimal - Determinación de fórmulas.....	55
Estequiometría.....	64
Estado gaseoso.....	70
Soluciones.....	77
Cinética química - Equilibrio químico.....	85
Acidos y bases.....	94
Electroquímica - Pilas electroquímicas.....	99
Química orgánica.....	107

TEORÍA ATÓMICA

MODELOS ATÓMICOS

Las primeras ideas acerca de la estructura de la materia fueron dadas a conocer hace aproximadamente unos 500 años a. C. por filósofos de la antigua Grecia quienes ansiosos del saber, viajaron por los centros de culturas del Medio Oriente y obtuvieron mucha información al respecto. Luego, al final, por discusión y deducción procedieron a armar un conjunto de teorías sobre la materia.

I. Cada uno de estos filósofos indicaba de acuerdo a sus deducciones cuál era la sustancia básica del Universo; por ejemplo:

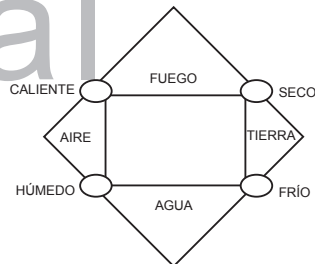
- Tales de Mileto → agua
- Anaxímedes → aire
- Heráclito → fuego
- Empédocles → de agua, aire, fuego y tierra

Cuando estos elementos se unían lo hacían por fuerza de amor y se separaban por fuerza de odio.

- **Demócrito y Leucipo.** El concepto atómico de la materia aparece cuando el filósofo griego Leucipo (Leucipo significa el maestro) afirmaba que todo cuerpo está formado por pequeñas partículas indivisibles e impenetrables a quienes llamó **átomos**. De esta manera se inicia la teoría atomista que fundamenta la división limitada de la materia. Esta teoría fue propagada por Demócrito que fue discípulo de Leucipo (Demócrito significa el alumno). De modo similar, en la India, el filósofo Kanada (devorador de átomos) sostenía que la divisibilidad infinita de la materia era un absurdo.
- **Aristóteles.** No aceptaba la existencia del átomo y se inclinó a favor de la teoría de Empédocles. Señalaba que la base material era un agua primitiva y que luego se le daba una forma original de 4 elementos que se distinguían por sus características de caliente, frío, seco y húmedo.

En aquellos tiempos las ideas de Aristóteles tuvieron prioridad sobre otras ideas y por ese motivo se mantuvo en silencio la existencia del **átomo** hasta mediados del

siglo XVII. En este siglo muchos científicos corroboraron las ideas de Demócrito y rechazaron las ideas de Aristóteles, es decir, aceptaron la existencia del átomo; entre estos científicos tenemos a Boyle, Gassendi, Newton, etc.



Posteriormente, en la Edad Media principalmente, los alquimistas, antiguos personajes precursores de los químicos modernos, buscaron la **piedra filosofal**, la cual convertiría cualquier objeto que tocara en oro. Buscaban además la **panacea** que les proporcionaría la juventud y vida eterna.

II. Entre los modelos atómicos de mayor importancia tenemos al de:

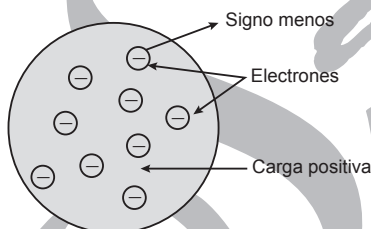
- **John Dalton (1808).** Nos da a conocer un modelo atómico basándose en 4 postulados, de los cuales sólo uno de ellos actualmente es válido.

1. La mínima parte de la división de la materia es el átomo y se caracteriza por ser indestructible, indivisible e impenetrable (**actualmente falso**).
2. Un elemento está formado por átomos similares, especialmente de igual masa, tamaño y otra cualidad, pero difieren de los átomos de otros elementos (**actualmente falso**).
3. Por más violenta que sea una reacción química el átomo permanece indestructible, indivisible e impenetrable (**actualmente falso**).

4. Una combinación química es un reordenamiento de átomos en proporciones numéricas simples (**actualmente válido**).

- **Joseph John Thomson (1897).** Hacia finales del siglo XIX, se descubrió que los átomos no son indivisibles, pues se componen de varios tipos de partículas elementales. La primera en ser descubierta fue el electrón en el año 1897 por el investigador Sir Joseph Thomson, quien recibió el premio Nobel de Física en 1906.

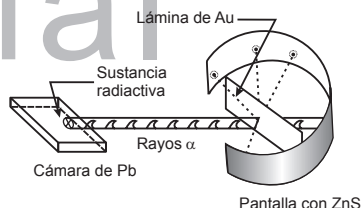
El átomo es una esfera compacta dentro de la cual se encuentran incrustados los electrones, la carga positiva se distribuye homogéneamente a través de toda la esfera. A este modelo se le conoce como **Budín de Pasas**.



Número de cargas (+) = Número de cargas (-)

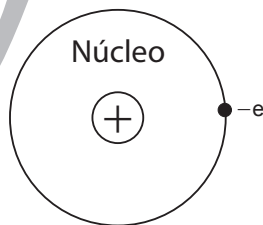
- **Perrin - Nagoaka (1903).** Perrin realizó una pequeña modificación al modelo de Thomson, al sostener que los electrones no se hallan distribuidos en todo el átomo, sino en las partes externas; pero no dio mayores explicaciones como para descartar dicho modelo; luego cuando se descubre el núcleo atómico, queda desechado definitivamente el modelo atómico de Thomson.
- **Ernest Rutherford (1911).** El núcleo del átomo se descubre gracias a los trabajos realizados en la Universidad de Manchester, bajo la dirección de Ernest Rutherford entre los años 1909 a 1911. El experimento utilizado consistía en dirigir un haz de partículas de cierta energía contra una plancha metálica delgada, de las probabilidades que tal barrera desviara la trayectoria de las partículas, se dedujo la distribución de la carga eléctrica al interior de los átomos.

El experimento se denominó **Pan de Oro**; Rutherford bombardeó con partículas alfa a una lámina de oro y pudo observar que la gran mayoría de estas partículas atravesaba la lámina, mientras que el resto se desviaba de su trayectoria normal. Rutherford deduce que el átomo posee un núcleo y por ese motivo nos señala un nuevo modelo atómico.



El modelo atómico de Rutherford presenta las siguientes características:

1. Considera al átomo como un **sistema planetario en miniatura**.
 2. El átomo posee un núcleo diminuto y positivo, donde se concentra casi la totalidad de su masa (99,99%).
 3. Los electrones giran alrededor del núcleo en órbitas circulares y concéntricas.
 4. El diámetro del átomo es 10^{-10} m.
 5. El diámetro del núcleo es 10^{-14} m.
- **Niels Bohr (1913).** Conservó la representación del modelo de Rutherford y explicó las deficiencias que este tenía a base de los siguientes postulados:



Primer postulado: los electrones giran alrededor del núcleo en niveles circulares de energía. La fuerza de atracción electrostática es contrarrestada por la fuerza centrífuga de su movimiento circular.

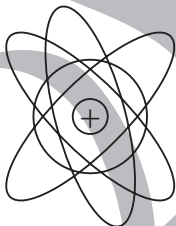
Segundo postulado: un electrón no puede estar en cualquier lugar, sólo en lugares con valores específicos de energía

Tercer postulado: el electrón gira en órbitas de energía estacionaria (constante), esta no se emite ni se absorbe.

Cuarto postulado: el electrón sólo emite energía cuando se acerca al núcleo y absorbe energía cuando se aleja de él.

El modelo atómico propuesto por Bohr, sólo es válido para el átomo de hidrógeno o aquellos átomos que tienen un solo electrón.

- **Bohr - Sommerfield (1913).** Arnold Sommerfield completó el modelo atómico de Bohr formulando la existencia de los subniveles de energía. Sostuvo también que los electrones además de seguir órbitas circulares seguían también órbitas elípticas.

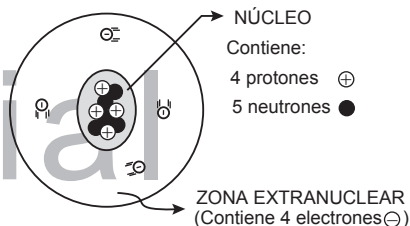


- **Modelo atómico actual.** El átomo actual es representado como un sistema energético en equilibrio constituido por una parte central donde prácticamente se concentra toda su masa, llamada núcleo y una región de espacio exterior llamada nube electrónica donde existe la máxima probabilidad de encontrar electrones.

PARTES DEL ÁTOMO

- **Núcleo.** Representa el 99,99% de la masa del átomo y contiene alrededor de 200 nucleones dentro de los cuales se tiene a los protones (p^+) y neutrones (n^0) llamados nucleones fundamentales. Tiene carga positiva, es muy pequeño y pesado.
- **Zona extranuclear.** Constituye el 99,99% del volumen atómico donde se encuentran los electrones en ciertos estados de energía

(orbitales, subniveles y niveles). Los electrones tienen carga negativa, se encuentran a distancias no definidas respecto al núcleo y siguiendo trayectorias también indefinidas



$$m_{p^+} \approx 1836 m_{e^-}$$

CARACTERÍSTICAS DE LAS PARTÍCULAS FUNDAMENTALES

Partícula	Símbolo	Masa(kg)	Carga(C)	Descubridor
Electrón	e^-	$9,11 \times 10^{-31}$	$-1,6 \times 10^{-19}$	Thomson
Protón	p^+	$1,672 \times 10^{-27}$	$+1,6 \times 10^{-19}$	Rutherford
Neutrón	n^0	$1,675 \times 10^{-27}$	0	Chadwick

Número atómico (Z). Representa la carga nuclear relativa de un átomo. Cada elemento posee un número atómico característico que lo diferencia del resto de elementos.

$$Z = p^+ \quad Z < > \text{Carga nuclear}$$

Ejemplos:

$$\begin{array}{ll} \text{Cl} \rightarrow (Z = 17) & \text{K} \rightarrow (Z = 19) \\ p^+ = 17 & p^+ = 19 \end{array}$$

Número de masa (A). indica la cantidad de nucleones fundamentales de un átomo. Para nombrar a un átomo se utiliza el número de masa.

$$A = Z + n^0 \quad A < > \text{Nucleones fundamentales}$$

Ejemplos:

$$\begin{array}{ll} \text{C} \rightarrow (A = 12) & \text{C} \rightarrow (A = 14) \\ p^+ = 6 & p^+ = 6 \\ n^0 = 6 & n^0 = 8 \end{array}$$

El carbono tiene
12 nucleones
Carbono - 12

El carbono tiene
14 nucleones
Carbono - 14

ION

Es un átomo que posee carga, si la carga es positiva recibe el nombre de catión y si la carga es negativa recibe el nombre de anión.

Un ion se genera por ganancia o pérdida de electrones. El átomo se cargará positivamente si pierde electrones y negativamente si los gana.

Se dice que un átomo es neutro si no posee carga, es decir, la cantidad de protones es igual a la cantidad de electrones.

$$\text{átomo neutro: } p^+ = e^-$$

REPRESENTACIÓN DE UN ÁTOMO



$$e^- = Z - X$$

$X < >$ carga iónica

TIPOS DE ÁTOMOS

- a. **Isótopos o hílidos.** Son átomos de un mismo elemento que presentan igual número atómico (Z) y diferente número de masa, es decir, diferente cantidad de neutrones. No todos los elementos tienen isótopos naturales.

Ejemplos:

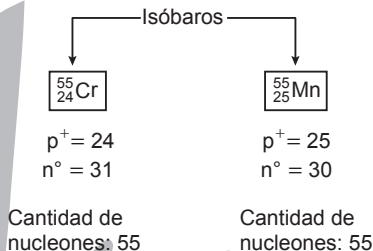
1. Los isótopos del carbono son:

Isótopo	Nombre	A	Z	n ⁰
$^{12}_6\text{C}$	Carbono - 12	12	6	6
$^{13}_6\text{C}$	Carbono - 13	13	6	7
$^{14}_6\text{C}$	Carbono - 14	14	6	8

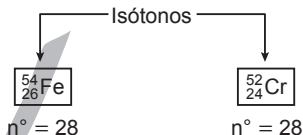
2. Los isótopos del hidrógeno son:

Representación	^1_1H	^2_1H	^3_1H
Nombre	Protio (H)	Deuterio (D)	Tritio (T)
Abundancia	99,98%	0,018%	0,002%
Partículas fundamentales	$p^+ = 1$	$p^+ = 1$	$p^+ = 1$
	$e^- = 1$	$e^- = 1$	$e^- = 1$
	$n^0 = 0$	$n^0 = 1$	$n^0 = 2$
Principal compuesto	H ₂ O (HOH) Agua común	D ₂ O (DOD) Agua pesada	T ₂ O (TOT) Agua hiperpesada

- b. **Isóbaros:** son átomos de elementos diferentes, que presentan igual número de masa.



- c. **Isótonos:** son átomos de diferentes elementos que tienen el mismo número de neutrones.



PRINCIPIOS EN LOS QUE SE BASA LA TEORÍA ATÓMICA MODERNA

1. **Principio dual de la materia (1924).** Fue propuesto por Louis de Broglie y sostiene que los cuerpos materiales que viajan a una cierta velocidad poseen un carácter dual: propiedad de partícula (propiedad mecánica) y propiedad de onda. Estas ondas no viajan a la velocidad de la luz.

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

λ : longitud de onda

h : constante de Planck = $6,63 \times 10^{-34}$ J.s
= $6,63 \cdot 10^{-27}$ erg.s

v : velocidad, m : masa

mv : cantidad de movimiento

Ejemplo:

Calcular la longitud asociada a una pelota cuya velocidad es de 60 m/s y una masa de 2×10^{-2} kg.

Resolución:

$v = 60$ m/s; $m = 2 \times 10^{-2}$ kg

$$\lambda = \frac{h}{mv} = \frac{6,63 \times 10^{-34}}{(2 \times 10^{-2})(60)} = 5,5 \times 10^{-34} \text{ m}$$

2. **Principio de incertidumbre (1927).** Fue propuesto por Werner Heisenberg y sostiene que es imposible determinar con exactitud la velocidad y la posición del electrón en forma simultánea.

3. **Estados cuantizados de energía.** Fue dado por Bohr y establece que los electrones sólo pueden estar en estados cuantizados de energía. Si pasan de un estado energético a otro deben emitir o absorber valores específicos de energía.

ORBITAL O REEMPE

Es la región del espacio atómico en donde existe la máxima probabilidad de encontrar al electrón. Un orbital puede contener a lo más dos electrones.

Clases de orbitales:

$\uparrow\downarrow$ o rbtal lleno
(2 electrones apareados)

\uparrow o rbtal semilleno
(1 electrón desapareado)

\square o rbtal vacío

ESTRUCTURA DE LA NUBE ELECTRÓNICA

1. **Subnivel de energía (ℓ).** Contiene a los electrones que tienen la misma energía.

Tipo	ℓ	Forma orbital	Representación
Sharp (s)	0	Esférica	
Principal (p)	1	Dilobular	
Difuso (d)	2	Tetralobular	
Fundamental (f)	3	octolobular	

Número de electrones por subnivel = $4\ell + 2$

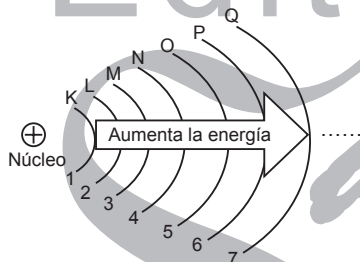
Número máximo de orbitales por subnivel = $2\ell + 1$

Ejemplo:

Subnivel (ℓ)	Número máximo de orbitales	Número máximo de electrones
0 (s)	1 orbital "s"	2
1 (p)	3 orbitales "p"	6
2 (d)	5 orbitales "d"	10
3 (f)	7 orbitales "f"	14
4 (g)	9 orbitales "g"	18

2. **Niveles de energía (n).** Contiene a los electrones con semejante alejamiento máximo promedio respecto al núcleo.

Notación cuántica (n)	1	2	3	4	5	6	7...
Notación espectroscópica	K	L	M	N	O	P	Q...



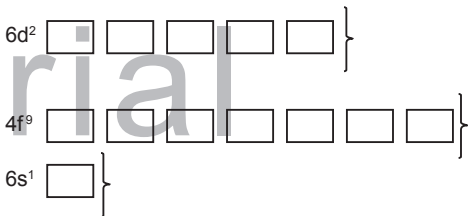
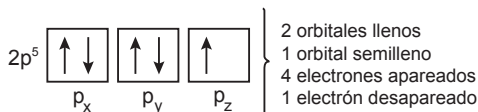
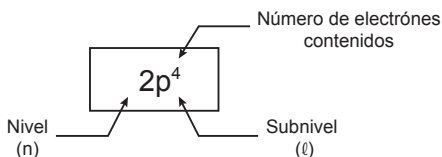
Número de electrones por nivel = $2n^2$
 Número máximo de orbitales por nivel = n^2
 Número de subniveles por nivel = n

Ejemplos:

Nivel	Número de subniveles	Número máximo de orbitales
1	1 (s)	1 (1s)
2	2 (s y p)	4 (1s + 3p)
3	3 (s, p y d)	9 (1s + 3p + 5d)
4	4 (s, p, d y f)	16 (1s + 3p + 5d + 7f)

REGLA DE HUND

Se le conoce con el nombre de el **principio de la máxima multiplicidad** y establece que los electrones de un átomo al llenar los diferentes niveles y subniveles de energía lo hacen tratando de ocupar el mayor número posible de orbitales.



NÚMEROS CUÁNTICOS

Es un conjunto de valores (n , ℓ , m_ℓ , y m_s) que describen cada uno de los estados posibles para un electrón haciendo posible el ordenamiento electrónico de cualquier átomo denominado configuración electrónica.

Los tres primeros números cuánticos fueron introducidos para dar solución a la denominada ecuación de onda. El número cuántico m_s de spin fue asociado al electrón en forma independiente por Goudsmit y Uhlenbeck, siendo obtenido en forma experimental por Stern y Gerlach.

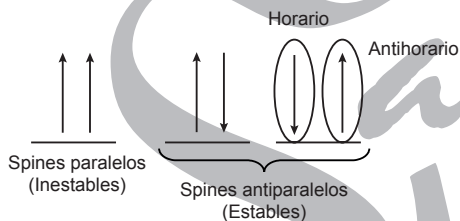
Características de los números cuánticos

Número cuántico	Principal	Secundario o Azimutal (*)	Magnético	Spin electrónico
Caracteris.				
Símbolo	n	ℓ	m_ℓ	m_s
Valores permitidos	1; 2; 3; 4; 5; 6; 7; ...	0; 1; 2; 3; ... (n-1)	$-\ell; \dots; 0; \dots + \ell$	$+\frac{1}{2}; -\frac{1}{2}$
Número de valores	Teóricamente infinit	n	$2\ell + 1$	2
Describe para el orbital	Tamaño	Forma	orientación espacial	No está asociado
Determina para el electrón	Nivel de energía	Subnivel de energía	orbital (REEMPE)	Sentido de giro alrededor de su eje propio.

(*) ℓ : también se llama número cuántico de momento angular.

n	→	Determina el nivel
n y ℓ	→	Determinan el subnivel
n, ℓ y m_ℓ	→	Determinan el orbital
n, ℓ, m_ℓ y m_s	→	Determinan al electrón

Principio de exclusión de Pauli. En un mismo átomo no pueden existir dos o más electrones que presenten los cuatro números cuánticos iguales. Al menos se deben diferenciar en el número de rotación m_s .



Energía relativa (ER). La energía asociada a las regiones orbitales depende de la suma de los números cuánticos principal y azimutal.

$$ER = n + \ell$$

Propiedades

- A menor energía relativa, mayor estabilidad de los orbitales atómicos.
- Los orbitales de un mismo subnivel son **degenerados** porque tienen la misma energía relativa.
- Si dos o más orbitales presentan igual suma $n + \ell$, entonces su energía aumenta en el orden creciente de n .

Ejemplo

ordenar de mayor a menor estabilidad:

Orbital	n	ℓ	$n + \ell$
$3d_{xy}$	3	2	5
$4s$	4	0	4
$6p_z$	6	1	7
$3d_{z^2}$	3	2	5

Según su energía: $4s < 3d_{xy} = 3d_{z^2} < 6p_z$
 degenerados

Según su estabilidad: $4s > 3d_{xy} = 3d_{z^2} > 6p_z$
 degenerados

Una especie es paramagnética si presenta orbitales semillenos. Si no los tiene es diamagnética.

DISTRIBUCIÓN ELECTRÓNICA

Consiste en ordenar a los electrones de un sistema atómico de acuerdo al principio de formación de AUFBAU (el verbo alemán *Aufbauen* significa construir) el cual establece que los electrones deben ordenarse de menor a mayor energía. Dos átomos son isoelectrónicos si tienen la misma configuración electrónica

Niveles	1	2	3	4	5	6	7
Capas	K	L	M	N	O	P	Q
∞ 7 6 5 4 3 2 1	$s^2 \rightarrow s^2$	$s^2 \rightarrow s^2$	$s^2 \rightarrow s^2$	$s^2 \rightarrow s^2$	$s^2 \rightarrow s^2$	$s^2 \rightarrow s^2$	$s^2 \rightarrow s^2$
		$p^6 \rightarrow p^6$	$p^6 \rightarrow p^6$	$p^6 \rightarrow p^6$	$p^6 \rightarrow p^6$	$p^6 \rightarrow p^6$	$p^6 \rightarrow p^6$
			$d^{10} \rightarrow d^{10}$	$d^{10} \rightarrow d^{10}$	$d^{10} \rightarrow d^{10}$	$d^{10} \rightarrow d^{10}$	$d^{10} \rightarrow d^{10}$
				$f^{14} \rightarrow f^{14}$	$f^{14} \rightarrow f^{14}$		
Número máximo de electrones por nivel	2	8	18	32	32	18	8
	Niveles completos			Niveles incompletos			
Capacidad máxima	2	8	18	32	50	72	98

$1s^2$	$1s^2 2p^6$	$3s^2 3p^6$	$4s^2 3d^{10} 3p^6$	$5s^2 4d^{10} 5p^6$	$6s^2 4f^{14} 5p^{10} 6p^6$	$7s^2 5f^{14} 6p^{10} 7p^6$
[He]	[Ne]	[Ar]	[Kr]	[Xe]	[Rn]	

Ejemplos:

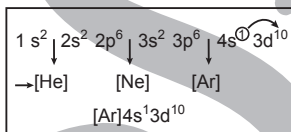
- Realizar la distribución electrónica del azufre ($Z = 16$)

Nivel	1	2	3	Contiene 3 niveles	$1s^2 2s^2 2p^6 \ 3s^2 3p^4$
Subnivel	$s^2 \rightarrow s^2$	$s^2 \rightarrow s^2$	$s^2 \rightarrow s^2$	Contiene 5 subniveles	$[He] \ [Ne] \rightarrow [Ne] 3s^2 3p^4$

Cantidad de niveles	3
Cantidad de subniveles	5
Cantidad de orbitales llenos	7
Cantidad de orbitales semillenos	2

- Realizar la distribución electrónica del Cu ($Z = 29$)

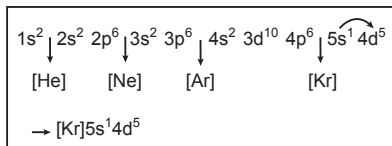
Nivel	1	2	3	4	Contiene 4 niveles
Subnivel	s^2	s^2 p^6	s^2 p^6 d^9	s^2	Contiene 7 subniveles



Cantidad de niveles	4
Cantidad de subniveles	7
Cantidad de orbitales llenos	14
Cantidad de orbitales semillenos	1

- Realizar la distribución electrónica del Mo ($Z = 42$)

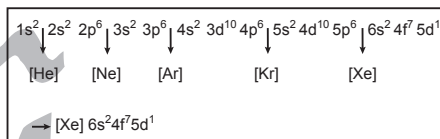
Nivel	1	2	3	4	5	Contiene 5 niveles
Subnivel	s^2	s^2 p^6	s^2 p^6 d^{10}	s^2 p^6 d^4	s^2	Contiene 10 subniveles



Cantidad de niveles	5
Cantidad de subniveles	10
Cantidad de orbitales llenos	18
Cantidad de orbitales semillenos	6

Para ubicar a un elemento de transición interna en la Tabla Periódica la distribución electrónica de un elemento no debe terminar en un subnivel f. Si esto ocurriese un electrón del subnivel f pasará al siguiente subnivel d.

- Realizar la distribución electrónica del Gd ($Z = 64$)



Cantidad de niveles	6
Cantidad de subniveles	14
Cantidad de orbitales llenos	28
Cantidad de orbitales semillenos	8

Para realizar la distribución electrónica de un anión se procede así:

- Se determina la cantidad de electrones del anión.
- Se realiza la configuración electrónica

- Realizar la distribución electrónica del gO^{-2} .

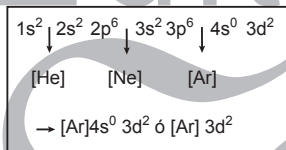
Nivel	1	2	Contiene 2 niveles	$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$
Subnivel	s^2	s^2 p^6	3 subniveles	$[\text{He}]$ $[\text{Ne}]$ $\rightarrow [\text{Ne}]$

Para realizar la distribución de un catión se procede así:

- Se hace la configuración electrónica del átomo neutro.
- Se quitan los electrones del último nivel.

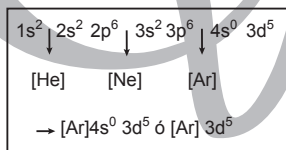
- Realizar la distribución electrónica del ${}_{22}\text{Ti}^{+2}$

Nivel	1	2	3	4	Contiene 4 niveles
Subnivel	$s^2 \rightarrow s^2$	p^6	$s^2 \rightarrow p^6$	s^2	Contiene 6 subniveles



- Realizar la distribución electrónica del ${}_{26}\text{Fe}^{+3}$

Nivel	1	2	3	4	Contiene 4 niveles
Subnivel	$s^2 \rightarrow s^2$	p^6	$s^2 \rightarrow p^6$	s^2	Contiene 7 subniveles



EJERCICIOS RESUELTOS

1. ¿Cuántos y qué tipos de isótopos o partículas debería perder el núcleo del ${}_{92}^{238}\text{U}$ para obtener ${}_{86}^{222}\text{Rn}$?

Resolución:

Formando la reacción: ${}_{92}^{238}\text{U} \rightarrow 2{}_{-1}^0\beta + {}_{94}^{238}\text{Pu}$



2. ¿Cuál de las siguientes propiedades corresponde a las radiaciones gamma (γ)?

- Su carga es -1 .
- Su carga es $+1$.
- Su masa es 1.
- Son partículas de masa muy pequeña.
- Son radiaciones electromagnéticas.

Resolución:

Los rayos gamma (γ) son radiaciones electromagnéticas que no poseen carga eléctrica.

∴ Rpta.: V

3. Los rayos emitidos por una fuente radiactiva pueden desviarse por un campo eléctrico. ¿Cuál de las siguientes sentencias, es (son) verdadera (s)? (α , alfa; β , beta; γ , gamma)

- Los rayos α se desvían hacia la placa negativa.
- Los rayos β se desvían hacia la placa positiva
- Los rayos γ no se desvían.

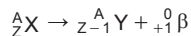
Resolución:

Los rayos α positivos se desvían al polo negativo; los rayos β negativos, se desvían al polo positivo; los rayos γ no son desviados por campos eléctricos.

∴ i, ii y iii, son verdaderas.

4. Señale lo falso:

- La energía liberada en la fusión nuclear es mayor que la de la fisión nuclear.
- Las partículas α ionizan las moléculas gaseosas quitándoles sus electrones.
- Los rayos X se producen por la captura K.
- Las fuerzas nucleares son las más débiles del universo.
- La emisión de un positrón se produce según:



Resolución:

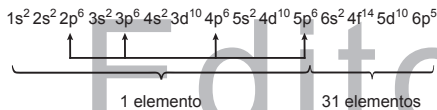
En el núcleo atómico se dice que están concentradas las fuerzas más grandes del universo.

∴ Rpta.: iV

5. ¿Cuántos elementos tienen 4 subniveles p completamente llenos?

Resolución:

Haciendo la configuración electrónica hasta llenar 4 subniveles p:



∴ El total de elementos es 32

6. Calcular la cantidad de ergios que pueden transportar un fotón de coloración roja.

Resolución:

Como: $E_{\text{fotón}} = \frac{hc}{\lambda}$, para la luz roja: $\lambda = 7000 \text{ Å}$

$$E_{\text{fotón}} = (6,63 \times 10^{-27}) \left(\frac{3 \times 10^{10}}{7000 \times 10^{-8}} \right)$$

$$E_{\text{fotón}} = 2,84 \times 10^{-12} \text{ erg}$$

7. Hallar la energía de un fotón cuya longitud de onda es $6 \times 10^{-2} \text{ Å}$.

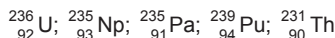
Resolución:

Como: $E_{\text{fotón}} = \frac{hc}{\lambda}$

$$E_{\text{fotón}} = (6,63 \times 10^{-27}) \left(\frac{3 \times 10^{10}}{6 \times 10^{-2} \times 10^{-8}} \right)$$

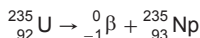
$$E_{\text{fotón}} = 3,315 \times 10^{-7} \text{ erg}$$

8. ¿Qué núclido se producirá por emisión de una partícula β^- del núclido de uranio $^{235}_{92}\text{U}$?

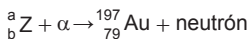


Resolución:

Si un átomo emite una radiación β^- , se dice que un neutrón se transmuta a protón, aumentando el número atómico.



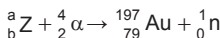
9. Un isótopo ^a_bZ es bombardeado con partículas α originándose la reacción:



¿Cuál es el valor de $a + b$?

Resolución:

De la reacción:



Por balance: $a + 4 = 198 \Rightarrow a = 194$

$$b + 2 = 79 \Rightarrow b = 77$$

luego: $a + b = 194 + 77 = 271$

10. Si un e^- posee el número cuántico magnético igual a -3 . ¿Cuál es el menor nivel de energía que puede ocupar?

Resolución:

Para $m_\ell = -3$, el menor valor de ℓ que lo puede contener es $\ell = 3$; entonces el menor valor de n que puede contener a $\ell = 3$ es 4.

$$\therefore n_{\text{mín}} = 4$$

EJERCICIOS PROPUESTOS 1

- Sobre el modelo atómico actual, señale la afirmación incorrecta:
 - Los protones determinan la carga eléctrica nuclear.
 - La nube electrónica es el espacio prácticamente vacío del átomo ocupado por los electrones.
 - Los protones y neutrones determinan la masa de un átomo.
 - Los protones, neutrones y electrones son las únicas partículas subatómicas.
 - Con gran aproximación el tamaño de un átomo es 10 000 veces mayor que el tamaño del núcleo.
- Señale la verdad o falsedad de las siguientes proposiciones:
 - Un átomo eléctricamente neutro tiene la misma cantidad de protones y electrones.
 - El número atómico sólo indica la cantidad de protones y neutrones de un átomo.
 - Conociendo el número de masa podremos saber la cantidad de protones, neutrones y electrones de un átomo.

- a) VVV b) VVF c) VFV
d) VFF e) FFF
3. Un átomo neutro de número atómico 31 y número de masa 70, tiene:
- a) 31 p^+ y 32 e^- b) 31 p^+ y 39 e^-
c) 32 e^- y 39 n^0 d) 31 e^- y 39 n^0
e) 39 p^+ y 31 n^0
4. El átomo de paladio tiene 46 p^+ , 60 n^0 y 46 e^- . Determine el número atómico y número de masa, respectivamente.
- a) 46 y 60 b) 46 y 46
c) 60 y 106 d) 60 y 92
e) 46 y 106
5. ¿Cuáles de las siguientes proposiciones son correctas:
- i. Un átomo con número de masa 24 y número atómico 11 tiene 13 n^0 .
ii. Un átomo con 16 p^+ y 16 n^0 tiene número de masa 32.
iii. El átomo con 26 p^+ y 23 e^- tiene número atómico 26.
- a) Solo i b) i y ii c) i y iii
d) ii y iii e) i, ii y iii
6. El número de masa de un átomo excede en 9 unidades al doble de su número atómico. Si dicho átomo tiene 42 neutrones, hallar su número atómico.
- a) 42 b) 39 c) 36
d) 33 e) 30
7. Los números de masa de dos átomos suman 96, y sus neutrones suman 54. Hallar el número atómico mayor si uno de los átomos tiene 10 protones más que el otro.
- a) 16 b) 22 c) 26
d) 27 e) 32
8. Sobre los isótopos de un elemento, señale la proposición que no se cumple:
- a) Tienen la misma posición en la tabla periódica.
b) Tienen igual número de protones.
c) Algunos son radiactivos.
- d) Uno de los isótopos del hidrógeno no tienen neutrones.
e) Cada elemento tiene 3 isótopos.
9. Un átomo Q es isóbaro con el átomo ${}_{48}\text{Cd}^{112}$ e isótono con el átomo ${}_{50}\text{Sn}^{118}$. Determine el número atómico Q.
- a) 68 b) 64 d) 50
d) 48 e) 44
10. Dos átomos que son isóbaros tienen números atómicos consecutivos y sus números de masa suman 80. Si el átomo de menor número atómico tiene 22 neutrones; hallar el número atómico del otro átomo.
- a) 18 b) 19 c) 20
d) 21 e) 22
11. Aquellos átomos diferentes que tienen igual número, pero diferente número, son denominados isóbaros.
- a) atómico - de masa
b) de neutrones - atómico
c) de masa - atómico
d) de neutrones - de masa
e) atómico - de neutrones
12. Para un átomo, el número atómico y el número de neutrones están en la relación de 2 a 3. Determinar su número atómico si su número de masa es 135.
- a) 27 b) 52 c) 54
d) 62 e) 78
13. Para los siguientes iones:
- ${}_{25}^{55}\text{Mn}^{+7}$ ${}_{15}^{31}\text{Mn}^{-3}$
- señale la alternativa que no se cumple:
- a) El catión tiene 25 protones.
b) El anión tiene 16 neutrones.
c) El catión tiene 30 neutrones.
d) El anión tiene 18 protones.
e) Son isoelectrónicos.
14. Un ión de carga +2 tiene la misma cantidad de electrones que otro ión de carga -2 y de

número atómico 16. ¿Cuál es el número atómico del ion positivo?

- a) 14 b) 16 c) 18
d) 20 e) 22

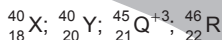
15. Un átomo neutro R es isóbaro con el átomo $^{58}_{26}\text{Fe}$ y tiene la misma cantidad de electrones que el ion $^{30}\text{Zn}^{+2}$. Determine el número de neutrones del átomo R.

- a) 24 b) 26 c) 28
d) 30 e) 32

16. El átomo $^{39}_{19}\text{K}$ es isótono con un ión dipositivo de número de masa 42. ¿Cuántos electrones tiene el ión?

- a) 19 b) 20 c) 21
d) 22 e) 24

17. Se tiene las siguientes especies químicas:



señale la alternativa incorrecta:

- a) X, Y son isóbaros
b) X, Q⁺³ sin isoelectrónicos
c) Q, R son isótonos
d) Y, Q son isótopos
e) Y, R no son isóbaros

18. Un ion pentapositivo es isoelectrónico con un átomo neutro de número atómico 48 e isótono con el átomo $^{133}_{55}\text{Cs}$. Determine el número de masa del ion.

- a) 112 b) 122 c) 131
d) 133 e) 141

19. El ión X⁻³ tiene 36 electrones y 42 neutrones. Determine su número de masa.

- a) 33 b) 36 c) 42
d) 75 e) 78

20. La suma de electrones de los iones E⁺³ y M⁻¹ es 28. Hallar la suma de electrones de los iones E⁻² y M⁺¹.

- a) 28 b) 30 c) 31
d) 32 e) 35

CLAVES

- | | | | | |
|------|------|-------|-------|-------|
| 1. d | 5. e | 9. e | 13. d | 17. d |
| 2. d | 6. d | 10. b | 14. d | 18. c |
| 3. d | 7. c | 11. c | 15. d | 19. d |
| 4. e | 8. e | 12. c | 16. b | 20. c |

EJERCICIOS PROPUESTOS 2

1. Dadas las siguientes proposiciones:

- El número atómico siempre indica el número de electrones.
- Un elemento, generalmente, está formado por 2 o más tipos de átomos.
- La nube electrónica (electrósfera) determina las propiedades químicas de un átomo.
- El electrón del plomo es más pesado que el del hidrógeno.

Son correctas:

- a) Todas b) i, iv c) ii, iii
d) i, ii e) ii, iv

2. Con respecto a la zona extranuclear, indica verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

- Un orbital principal contiene como máximo 6 electrones.
- Un subnivel difuso puede contener 8 electrones.
- En el nivel 3 hay 3 subniveles.
- El orbital p tiene forma esférica.

- a) FVVV b) VVVF c) VVVV
d) FVVF e) FFFF

3. La notación 3p⁶ significa

- 3 e⁻ en el 6.º nivel de energía y subnivel p.
- 6 e⁻ en el subnivel p del tercer nivel de energía.
- 3 e⁻ en el subnivel p del 6.º nivel.
- 6 e⁻ desapareados en el 3.º nivel.
- 3 pares electrónicos en el nivel 6.

4. Determinar el mínimo y máximo número de electrones que tiene un átomo que posee 4 capas energéticas.

- a) 19 y 30 b) 19 y 36 c) 19 y 40
d) 18 y 36 e) 10 y 36

5. Un átomo X posee 14 electrones en la capa energética N. Si su número de masa es 98, ¿cuántos neutrones posee su núcleo?
- a) 52 b) 53 c) 54
d) 55 e) 56
6. Si se sabe que el ion A^{+3} tiene 10 electrones, entonces la configuración electrónica del elemento A es:
- a) $1s^2 2s^2 2p^6$
b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
c) $1s^2 2s^2 2p^3$
d) $1s^2 2s^2 2p^1$
e) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
7. Un ion tripositivo E^{+3} presenta 16 orbitales llenos. ¿Qué número atómico posee?
- a) 17 b) 27 c) 37
d) 47 e) 57
8. Si tenemos el elemento $^{85}_{37}\text{M}$, según la distribución de electrones de los orbitales: s, p, d y f. Hallar cuáles son los dos últimos términos de la distribución.
- a) $4s^2 3d^7$ b) $4p^6 5d^7$ c) $3d^{10} 4p^6$
d) $4p^6 5s^2$ e) $4p^6 5s^1$
9. Hallar el número máximo de electrones para que un átomo tenga 3 subniveles p llenos y 10 electrones s.
- a) $48 e^-$ b) $50 e^-$ c) $56 e^-$
d) $53 e^-$ e) $45 e^-$
10. La configuración electrónica de un átomo neutro en su estado basal es:
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
- A partir de esta única información deduzca en el orden respectivo:
- Número de electrones no apareados.
 - Número de electrones en la capa de valencia.
 - Número atómico.
- a) 4; 4; 14 b) 2; 4; 14 c) 3; 2; 14
d) 3; 6; 28 e) 4; 8; 14
11. Dos isótopos tienen por número de neutrones 18 y 20 respectivamente. Si la suma de sus números de masa es 72, ¿cuál será el nivel y orbital en el que se encuentra su electrón de mayor energía?
- a) 4s b) 3p c) 3d
d) 2p e) 4p
12. ¿Cuál es el número de protones de un átomo que posee 5 electrones en su cuarto nivel de energía?
- a) 31 b) 33 c) 35
d) 37 e) 40
13. Un átomo E es isótono con el átomo G, el cual posee una carga nuclear igual a 33 y la cantidad de sus nucleones es 70. Además es isóbaro con el átomo ^{66}R . Determinar la configuración electrónica del átomo E.
- a) $[\text{Ar}] 4s^2 3d^9$ b) $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10}$
c) $[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10}$ d) $[\text{Kr}] 5s^2 4d^9$
e) $[\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$
14. Considerando el número máximo de electrones de un átomo E, determinar la carga nuclear de dicho átomo que solamente posee 4 orbitales saturados en la capa N.
- a) 41 b) 43 c) 45
d) 47 e) 51
15. ¿Cuántos orbitales semillenos tiene un átomo, sabiendo que su número de masa es 200 y la semidiferencia entre la cantidad de neutrones y protones es 60.
- a) 3 b) 5 c) 4
d) 2 e) 1
16. La suma del número de masa y el número atómico de un elemento es 180. Calcular el número de neutrones, sabiendo que en su cuarto nivel tiene 14 electrones.
- a) 47 b) 68 c) 89
d) 56 e) 92
17. Un elemento tiene en su quinta y última capa 3 electrones desapareados y 2 apareados. Si la cantidad de neutrones equivale a los 5/3 de

su número atómico, halle su número de masa mínimo.

- a) 124 b) 136 c) 142
d) 150 e) 164

18. Determinar la suma de los neutrones de los átomos isótopos de un elemento: ^{30}X y ^{34}X , sabiendo que el átomo tiene 10 electrones distribuidos en 6 orbitales principal.

- a) 61 b) 28 c) 13
d) 32 e) 8

19. ¿Cuántos protones tiene un átomo como mínimo, si posee 4 subniveles p completamente llenos?

- a) 10 b) 18 c) 36
d) 54 e) 86

20. El átomo de un elemento tiene 10 electrones en la capa energética N. Dicho elemento es:

- a) Zr (Z = 40) b) Cl (Z = 17)
c) Ag (Z = 47) d) Au (Z = 49)
e) Cs (Z = 55)

CLAVES

- | | | | | |
|------|------|-------|-------|-------|
| 1. c | 5. c | 9. d | 13. e | 17. b |
| 2. d | 6. b | 10. b | 14. b | 18. d |
| 3. b | 7. c | 11. b | 15. d | 19. d |
| 4. b | 8. e | 12. b | 16. e | 20. a |

TABLA PERIÓDICA

Los químicos han agrupado a los elementos químicos en grupos o familias y los han ordenado en una tabla llamada **Tabla Periódica de los elementos** de ella obtienen información necesaria sobre su estructura interna y propiedades ya sean físicas o químicas.

Según sus propiedades químicas, los elementos se clasifican en metales o no metales. Hay más elementos metálicos que no metálicos. Los mismos elementos que hay en la Tierra existen en otros planetas del Universo.

BREVE RESEÑA HISTÓRICA

- **Döbereiner (1817).** Agrupa a los elementos conocidos en grupos de 3 en 3 a los cuales llamó tríadas.

Sea la tríada:

Li	Na	K
A = 7	A = 23	A = 39

Tienen propiedades químicas semejantes.

- **Chancourtois (1862).** Plantea que los elementos deberían estar ordenados en forma de espiral (helicoidal) de acuerdo al orden decreciente de sus masas atómicas.
- **Newlands (1865).** Agrupa a los elementos conocidos en grupos de 7 en 7, donde el primer elemento de una octava tiene propiedades químicas similares al octavo elemento de una segunda octava.

Sean las octavas:

(Li) Be B C (N) O F: 1.^a octava

Tienen propiedades similares

(Na) Mg Al Si (P) S Cl: 2.^a octava

- **Mendeléiev (1869):** ordena a los elementos conocidos de acuerdo al orden creciente a sus masas atómicas; observa que sus propiedades físicas y químicas dependían de sus masas atómicas (ley periódica antigua); se distribuyó los elementos en una tabla de

ocho columnas dejando espacios vacíos para elementos no descubiertos.

Grupo iii

B
Al
Y

← EKA - aluminio (galio)

La tabla de Mendeléiev se basa en las propiedades químicas de los elementos.

Una de las desventajas de esta tabla es que el hidrógeno no tiene lugar adecuado; no hay una clara separación entre los elementos metálicos y no metálicos, los elementos tenían una sola valencia.

TABLA PERIÓDICA ACTUAL

- **Moseley (1913).** En el siglo pasado se descubrió que las propiedades periódicas de los elementos son funciones periódicas de sus números atómicos o carga nuclear (Z). Esta ley periódica llamada moderna fue dada por Henry Moseley luego de realizar trabajos con los rayos X.
- **Werner.** La tabla periódica actual que conocemos fue diseñada por Werner. Esta clasificación permite apreciar con más facilidad la periodicidad de las propiedades de los elementos. Esta tabla en forma larga tiene 16 grupos (8 grupos A y 8 grupos B).

Características básicas de la tabla periódica

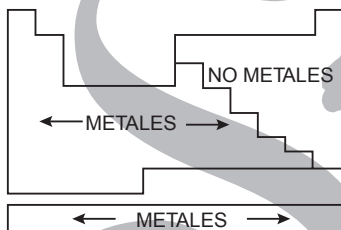
Metales:

- Representan el 80% del total de los elementos.
- Son buenos conductores del calor y la electricidad, que disminuye con la temperatura.
- Son dúctiles y maleables, poseen altos puntos de fusión.
- Presentan brillo metálico (plateado) excepto el cobre (rojo) y el oro (amarillo).
- Son sólidos a la temperatura ambiente (25°C) excepto el Hg.

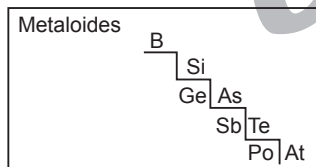
- Son reductores (se oxidan), es decir, pierden electrones con facilidad.

No metales:

- Son malos conductores del calor y electricidad, excepto el grafito (especie alotrópica del carbono).
- Tienen punto de fusión más bajo que los metales.
- Son buenos aislantes térmicos.
- Son oxidantes (se reducen), es decir, ganan electrones.
- Existen no metales sólidos, líquidos y gases.



Semimetales o metaloides. Poseen ciertas propiedades físicas intermedias de los metales y no metales, especialmente la conductividad eléctrica a temperatura ambiente; la conductividad es baja pero conforme aumenta la temperatura su conductividad aumenta, por lo que se emplea en la fabricación de transistores. Estos elementos son:



Los elementos en la naturaleza:

- El elemento más abundante en el universo es el hidrógeno.
- El elemento más abundante en la atmósfera es el nitrógeno.
- El elemento metálico más abundante en la corteza terrestre es el aluminio
- El elemento no metálico más abundante en la corteza terrestre es el oxígeno.

- El único elemento que se puede absorber en forma pura es el oxígeno.
- Existen 90 elementos químicos en la naturaleza de los 92 primeros con excepción del tecnecio ($Z = 43$) y el prometio ($Z = 61$).
- El He; Ne; Ar; Kr; Xe; Rn son gases monoatómicos.
- El H_2 ; O_2 ; N_2 ; F_2 y Cl_2 son gases diatómicos.
- Existen dos elementos líquidos: el mercurio (metal) y el bromo (no metal).

REGLAS BÁSICAS DE UBICACIÓN EN LA TABLA PERIÓDICA ACTUAL

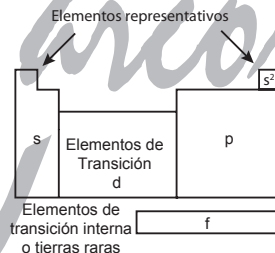
1. **Periodo.** Son siete filas horizontales señaladas con números arábigos (1; 2; 3; 4; 5; 6 y 7). Se cumple:

Periodo = Número de niveles

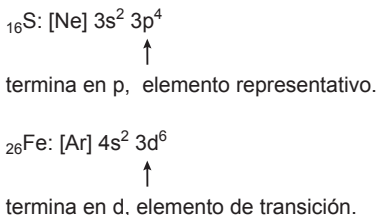
Ejemplo:



2. **Bloques.** Está determinado por el subnivel de la última notación de su distribución electrónica.



Ejemplo:



3. Grupos. Es la secuencia vertical de los elementos que generalmente tienen propiedades químicas semejantes.

a. Subgrupo A. Son los elementos donde su distribución electrónica termina en los subniveles s o p; también se les llama **elementos representativos**.

Número de grupo = Número de e⁻ del último nivel

Ejemplos:

- $_{12}\text{Mg}: [\text{Ne}] 3s^2$
tiene 2e⁻ de valencia \Rightarrow IIA (metal alcalino térreo).
- $_{34}\text{Se}: [\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^4$
tiene 6e⁻ de valencia \Rightarrow VIA (anfígeno)

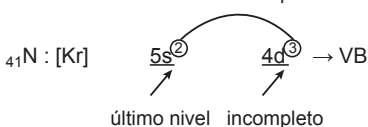
I	ns ¹	Alcalinos	Li	Na	K	Rb	Cs	Fr
II	ns ²	Alcalinos térreos	Be	Mg	Ca	Sr	Ba	Ra
III	ns ² np ¹	Boroides o térreos	B	Al	Ga	In	Tl	
IV	ns ² np ²	Carbonoides	C	Si	Ge	Sn	Pb	
V	ns ² np ³	Nitrogenoides	N	P	As	Sb	Bi	
VI	ns ² np ⁴	Anfígenos o calcógenos	O	S	Se	Te	Po	
VII	ns ² np ⁵	Halógenos	F	Cl	Br	I	At	
VIII	ns ² np ⁶	Gases nobles	He*	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn

* El helio termina en 1s².

b. Subgrupo B. Son los elementos donde su distribución electrónica termina en el subnivel d; también se les llama **elementos de transición**.

Número de grupo = N.º de electrones del último subnivel s + N.º de e⁻ del subnivel d incompleto

Ejemplos:



Nota:

- El grupo IB termina su configuración electrónica en d⁹ pero es inestable; para lograr su estabilidad, 1e⁻ del último s pasa al subnivel d: ns¹(n - 1)d¹⁰.
- El grupo VIB termina su configuración electrónica en d⁴ pero es inestable; para lograr su estabilidad, 1e⁻ del último s pasa al subnivel d: ns¹(n - 1)d⁵.
- El grupo VIIIB: contiene a las notaciones d⁶, d⁷, d⁸, es decir, tiene 3 columnas.
- El grupo IB: se le llama metales nobles o de acuñación.

Cu, Ag, Au

- El grupo IIB: se le llama metales puente.
Zn, Cd, Hg

- El grupo VIIIB: se le llama familia del hierro o elementos ferromagnéticos.

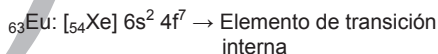
Fe, Co, Ni

c. Subgrupos de tierras raras. Son los elementos donde su distribución electrónica termina en el subnivel f. También se les llama **elementos de transición interna**; pertenecen al grupo IIIB y se dividen en dos series:

Lantánidos: 6.º: período de La (Z = 57)
a Lu (Z = 71).

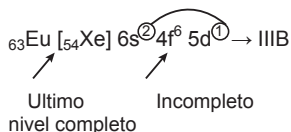
Actínidos: 7.º: período de Ac (Z = 89)
a Lr (Z = 103).

Ejemplo:



6.º: período, serie lantánidos

Es inestable para lograr su estabilidad.



Cuando la distribución electrónica termina en f entonces $1 e^-$ del subnivel f pasa al subnivel d .

FAMILIAS REPRESENTATIVAS

Metales alcalinos (IA)

- Tienen un solo e^- en su última capa.
- No se encuentran libres en la naturaleza, son muy reactivos; se oxidan con suma facilidad.
- Se pueden obtener como metales puros mediante procesos electroquímicos a partir de sus sales, y luego se les conserva en líquidos apolares (queroseno) o dentro de una atmósfera inerte (sin oxígeno)
- Poseen baja densidad, son metales ligeros o livianos.
- Reaccionan con el agua violentamente.

Metales alcalinos térreos (IIA)

- Tienen $2 e^-$ en su último nivel.
- No se encuentran libres en la naturaleza, se encuentran formando compuestos.
- El calcio y el magnesio son los más abundantes.
- Son de color blanco plateado, maleables, dúctiles, tienen baja densidad; son metales livianos.
- Son menos reactivos que los metales del grupo IA.
- El Ca, Sr, Ba reaccionan lentamente con el agua a 25°C para formar hidróxido e hidrógeno.

Gases nobles (VIIIA)

- Son gases incoloros, insípidos e inodoros; tienen puntos de ebullición y de fusión extremadamente bajos.
- Se denominan también raros, por la escasez que tienen respecto a los otros elementos.
- El helio se emplea en los termómetros de gas para medir temperaturas muy bajas; mezclado con el oxígeno para la respiración de los buzos a grandes profundidades; también como cambio de transferencia de color para reactores nucleares.
- El neón se usa para anuncios luminosos (genera color rojo y anaranjado).

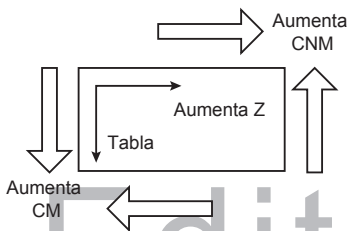
- El argón y criptón se usan para tubos de *flash* fotográfico
- El xenón mezclado con el criptón también son usados para los tubos de *flash* fotográfico
- El radón se usa en radioterapia de tejidos cancerosos.

Halógenos (VIIA)

- El nombre halógeno proviene de un término griego que significa **formador de sales**.
- Poseen moléculas diatómicas: F_2 ; Cl_2 ; Br_2 ; I_2 .
- Tienen alta reactividad: $F_2 > Cl_2 > Br_2 > I_2$.
- Su poder oxidante disminuye al descender en el grupo.
- En general, son tóxicos y antisépticos.
- El flúor es un gas amarillo pálido, tóxico y venenoso. Se emplea en la fabricación de gases refrigerantes (freón), teflón (plástico resistente al calor); el ion fluoruro F^{-1} se usa en la profilaxis de las caries dentales
- El cloro es un gas amarillo verdoso altamente tóxico e irritante; se usa como blanqueador (de papeles y fibras textiles), purificador de agua, también en el DDT, anestésico (clorofoma), etc.
- El bromo es un líquido rojo marrón, tóxico, denso y corrosivo; quema la piel, es desinfectante, eficaz para piscinas
- El yodo es un sólido de color gris negruzco con cierto brillo parecido a los metales. Fácilmente se sublima formando un vapor de color violeta. La sal de mesa (sal yodada) contiene aproximadamente 0,02% de KI, que ayuda a evitar el bocio (enfermedad de la glándula tiroides, que se produce por deficiencia de yodo); se emplea como antiséptico y germicida en forma de tintura de yodo (mezcla de alcohol y yodo).

PROPIEDADES PERIÓDICAS

1. **Carácter metálico (CM)**, indica la tendencia de un átomo a adquirir las propiedades de un metal, como por ejemplo perder electrones.
2. **Carácter no metálico (CNM)**, indica la tendencia de un átomo a adquirir las propiedades de un no metal como por ejemplo ganar electrones.



3. **Radio atómico (RA).** Es una propiedad del átomo cuya longitud no tiene dimensiones definidas. Los radios atómicos reportados se basan en la distancia promedio del núcleo a la capa más externa del átomo.

Según Lennar-Jones, aproximadamente es igual a la mitad de la distancia de máximo acercamiento entre los núcleos de dos átomos idénticos enlazados químicamente.

Propiedades:

- Para un mismo átomo se cumple que:

$$R_{\text{catión}} < R_{\text{átomo neutro}} < R_{\text{anión}}$$

Ejemplo: Radio $S^{+2} < \text{Radio } S < \text{Radio } S^{-2}$

- Para átomos con igual cantidad de electrones, el radio atómico es inversamente proporcional al número atómico.

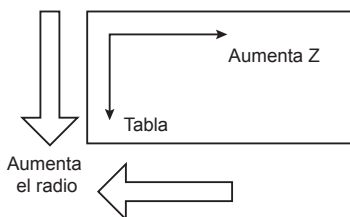
Ejemplo: Radio $_{12}\text{Mg}^{+2} > \text{Radio}_{13}\text{Al}^{+3}$

- Para cationes de un mismo elemento, el radio disminuye cuando aumenta la carga del ión.

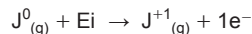
Ejemplo: Radio $S^{+6} < \text{Radio } S^{+4} < \text{Radio } S^{+2}$

- Para aniones de un mismo elemento, el radio aumenta con la carga del ión.

Ejemplo: Radio $P^{-1} < \text{Radio } P^{-3}$



4. **Energía de ionización (EI).** Es la energía que se necesita para desalojar un electrón de un átomo gaseoso.

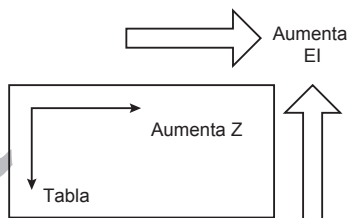


También se le llama potencial de ionización.

Ejemplo:



Se cumple: $Ei_2 > Ei_1$



5. **Afinidad electrónica (AE).** Es la energía obtenida o liberada por un átomo neutro en fase gaseosa cuando acepta un electrón; generalmente la primera afinidad electrónica es negativa (exotérmica) y la segunda y tercera afinidad electrónica son positivas (endotérmica).

6. **Electronegatividad (EN).** Mide la capacidad relativa de un átomo para atraer los electrones de enlace de una molécula. Fue descrita por Pauling en 1932 y sus valores son de gran utilidad para hacer comparaciones cualitativas entre los átomos.

Oficialmente, el elemento más electronegativo es el flúor ($EN = 4,0$). Sin embargo, en condiciones especiales la EN del neón es 4,4.

Los no metales son más electronegativos que los metales.

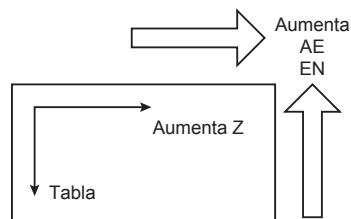


TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS

METALES LIGEROS

IA

1 2

3 4

5 6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

19

20

21

22

23

24

25

26

27

28

29

30

31

32

33

34

35

36

37

38

39

40

41

42

43

44

45

46

47

VIIIA

2

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

19

20

21

22

23

24

25

26

27

28

29

30

31

32

33

34

35

36

37

38

39

40

41

42

43

NO METALES

Número atómico

Peso atómico

Símbolo

Electronegatividad

Energía de ionización (MJ/mol)

Valencia

Afinidad electrónica (kJ/mol)

Electronegatividad

Energía de ionización (MJ/mol)

Valencia

Afinidad electrónica (kJ/mol)

Electronegatividad

Energía de ionización (MJ/mol)

Valencia

Afinidad electrónica (kJ/mol)

Electronegatividad

Energía de ionización (MJ/mol)

Valencia

Afinidad electrónica (kJ/mol)

Electronegatividad

Energía de ionización (MJ/mol)

Valencia

Afinidad electrónica (kJ/mol)

Electronegatividad

Energía de ionización (MJ/mol)

Valencia

Afinidad electrónica (kJ/mol)

Electronegatividad

Energía de ionización (MJ/mol)

Valencia

Afinidad electrónica (kJ/mol)

Electronegatividad

Energía de ionización (MJ/mol)

Valencia

Afinidad electrónica (kJ/mol)

Electronegatividad

Energía de ionización (MJ/mol)

Valencia

Afinidad electrónica (kJ/mol)

Electronegatividad

Energía de ionización (MJ/mol)

Valencia

Afinidad electrónica (kJ/mol)

Electronegatividad

Energía de ionización (MJ/mol)

METALES LIGEROS

IA

1 2

3 4

5 6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

19

20

21

22

23

24

25

26

27

28

29

30

31

32

33

34

35

36

37

38

39

40

41

42

43

44

45

46

47

METALES LIGEROS

IA

1 2

3 4

5 6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

19

20

21

22

23

24

25

26

27

28

29

30

31

32

33

34

35

36

37

38

39

40

41

42

43

44

45

46

47

METALES LIGEROS

IA

1 2

3 4

5 6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

19

20

21

22

23

24

25

26

27

28

29

30

31

32

33

34

35

36

37

38

39

40

41

42

43

44

45

46

47

METALES LIGEROS

IA

1 2

3 4

5 6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

19

20

21

22

23

24

25

26

27

28

29

30

31

32

33

34

35

36

37

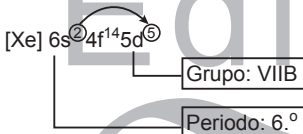
38

EJERCICIOS RESUELTOS

1. Determinar el número atómico de un elemento que está ubicado en el grupo VIIIB y período 6.

Resolución:

Haciendo la distribución parcial:



$$\therefore Z = 75$$

2. ¿Cuál de las proposiciones no corresponde al ${}_{30}^{65}\text{Zn}$?

- I. Grupo IIB; período 4.º
- ii. Metal
- iii. Elemento de transición
- iV. Diamagnético
- V. Tiene orbitales semillenos

Resolución:

Analizando, observamos que al hacer la configuración electrónica:



No tiene orbitales semillenos.

\therefore Rpta.: V

3. El ion X^{-3} posee estructura de gas noble en su última capa, entonces dicho elemento X pertenece al grupo:

Resolución:

Para el ion: $\text{X}^{-3} : ns^2 np^6$

Entonces para el elemento neutro:



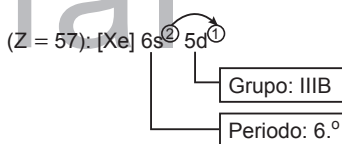
4. El elemento con número atómico 57 termina su configuración en.....por lo tanto

pertenece al grupo..... y período

- i. 4f¹; IIIB; 6
- ii. 5f¹; IVB; 4
- iii. 5d¹; iiiB; 6
- iV. 4d¹; IVB; 4
- V. 4f¹; VIB; 5

Resolución:

Haciendo la distribución electrónica:

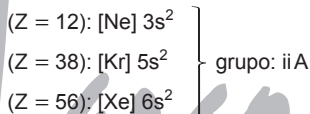


\therefore Rpta.: iii

5. De los elementos con número atómico 11; 12; 36; 38; 52 y 56 diga cuáles pertenecen al mismo grupo de la tabla periódica.

Resolución:

Al efectuar sus configuraciones electrónicas, van a pertenecer al mismo grupo, todos aquellos que terminen en el mismo orbital:



EJERCICIOS PROPUESTOS

1. Señale la verdad o falsedad de las siguientes proposiciones:
- i. Las propiedades de los elementos químicos son función periódica de sus masas atómicas.
 - ii. La ubicación de los elementos químicos en la tabla periódica depende de su configuración electrónica.
 - iii. Los elementos representativos terminan su configuración en subniveles s o p

- a) VVV
- b) VFV
- c) VFF
- d) FVF
- e) FVV

2. Sobre la conformación de la tabla periódica señale la verdad o falsedad de las siguientes proposiciones:
- Tiene 7 periodos de diferentes tamaños.
 - Hay 16 grupos, cada uno con la misma cantidad de elementos.
 - Los grupos B corresponden a los elementos de transición.
- a) VVV b) VVF c) VFV
d) VFF e) FFF
3. Determine el grupo y periodo al cual pertenece un elemento cuyo número atómico es 35.
- a) VA; 3 b) VA; 4 c) VIIA; 4
d) VIA; 3 e) VIIB; 5
4. ¿Cuál es el número atómico de un elemento que está ubicado en el tercer periodo y grupo VA de la tabla periódica?
- a) 12 b) 14 c) 15 d) 18 e) 33
5. Se tiene los elementos X, Y, Z, W cuyos números atómicos son 5; 9; 16 y 17 respectivamente. ¿Qué elementos pertenecen al mismo grupo?
- a) X, Y b) Y, Z c) Z, W
d) Y, W e) X, W
6. Se tiene los elementos Q y R cuyos números atómicos son 20 y 34 respectivamente; señale la alternativa que no se cumple:
- Q es alcalino terreo
 - R es anfígeno
 - Q y R pertenecen al mismo periodo
 - Q y R son elementos representativos
 - Q es un no meta.
7. Señale la proposición que no se cumple:
- Los metales tienen la tendencia a perder sus electrones de valencia.
 - Hay menor cantidad de elementos no metálicos.
 - Todos los metales son sólidos a la temperatura ambiental.
 - Existen 11 elementos gaseosos a temperatura ambiental.
 - El silicio, germanio y antimonio son metaloides.
8. Una de las siguientes proposiciones no corresponde a las propiedades de los metales; diga cuál es:
- Son buenos conductores del calor y la electricidad.
 - El mercurio es líquido a la temperatura ambiental.
 - Poseen elevada temperatura de fusión.
 - Son formadores de aniones.
 - Son maleables y dúctiles.
9. Sobre la electronegatividad, señale qué proposiciones son correctas;
- La electronegatividad es la fuerza relativa que tiene un átomo para ceder sus electrones de valencia.
 - Los no metales tienen mayor electronegatividad que los metales.
 - En un grupo, la electronegatividad aumenta hacia arriba.
- a) Solo i b) Solo ii c) i y ii
d) ii y iii e) i, ii y iii
10. Señale la alternativa que no se cumple:
- Conducen la electricidad y el calor: Al, Fe, Cu.
 - Son gaseosos a la temperatura ambiental: H, Cl, I.
 - Son formadores de aniones: O, F, N
 - Son líquidos a la temperatura ambiental: Hg y Br.
 - Son metaloides: B, Si, Ge.
11. Indicar el periodo y grupo al que pertenece el siguiente catión: ${}_{47}\text{E}^{+1}$
- a) 5 - II A b) 4 - VIB c) 6 - IA
d) 5 - VIII A e) 5 - IB
12. La siguiente configuración electrónica $[\text{Xe}] 6s^1$ corresponde a:
- Un halógeno
 - Un metal alcalino

- c) Un gas noble
d) Un metal de transición
e) Un metal alcalinoterreo
13. Hallar el número atómico de un átomo que se encuentra en el quinto periodo y posee 6 electrones en su último nivel.
a) 50 b) 51 c) 52 d) 53 e) 54
14. Los metales se caracterizan porque:
a) Pierden electrones y tienen bajo punto de ebullición.
b) No conducen el calor y son altamente electronegativos.
c) Ganan electrones y reaccionan violentamente con el agua.
d) Poseen elevado punto de fusión y son poco electronegativos.
e) Son muy electronegativos y oxidantes.
15. Si un átomo pertenece al grupo III A y al cuarto periodo. ¿cuántos electrones posee su átomo cuando se ioniza a catión trivalente?.
a) 25 b) 26 c) 27 d) 28 e) 29
16. Un elemento presenta tres isótopos. Sabiendo que la suma de sus números de masa es igual a 195 y el promedio de sus neutrones es 31. Determinar el periodo y grupo al que pertenece:
a) 5 - VII B b) 7 - VI A c) 3 - VA
d) 4 - VI A e) 6 - IV B
17. ¿Cuál de las parejas siguientes tiene los elementos más similares químicamente, como resultado de sus configuraciones electrónicas semejantes?
a) Li; C b) P; Al c) F; C
d) S; Te e) P; S
18. ¿Cuál de los siguientes elementos sería el más dúctil a la temperatura ambiental?
a) Sb b) B c) S d) Au e) I
19. ¿Qué familia química contiene mayor número de átomos no metálicos?
a) Los halógenos
b) La familia del oxígeno
c) Los gases nobles
d) Los alcalinos
e) La familia del boro
20. El elemento más metálico en el tercer periodo es:
a) K b) Al c) P
d) Na e) Cl

CLAVES

- | | | | | |
|------|------|-------|-------|-------|
| 1. e | 5. d | 9. d | 13. c | 17. d |
| 2. c | 6. e | 10. b | 14. d | 18. d |
| 3. c | 7. c | 11. e | 15. d | 19. c |
| 4. c | 8. d | 12. b | 16. d | 20. d |

ENLACE QUÍMICO

ESTRUCTURA DE LEWIS

Para realizar las estructuras o fórmulas de Lewis, se deben seguir ciertas pautas:

1. Elegir un cuerpo razonable (simétrico) para la molécula o ion poliatómico, teniendo en cuenta lo siguiente:

- El elemento menos electronegativo es generalmente el átomo central.

Ejemplo: en el Co_2 el cuerpo sería:



- El hidrógeno nunca es átomo central y generalmente se ubica en los extremos.
- Los átomos de oxígeno no se enlazan entre sí, excepto en las moléculas de O_2 , O_3 y en los peróxidos. Para el H_2SO_4 tendríamos el siguiente cuerpo:



- En los ácidos ternarios, el hidrógeno habitualmente se enlaza a un átomo de oxígeno no al átomo central, excepto en el H_3PO_3 .
- Para iones o moléculas que tienen más de un átomo central, se usan cuerpos que sean lo más simétricos posibles.

Ejemplos: C_2H_6 y P_2O_5



2. Calcular M, el número de electrones necesarios para que todos los átomos consigan el octeto o sus excepciones.

Ejemplos:

- Para el H_2SO_4 :

$$M = 2(2) [\text{por el H}] + 1(8) [\text{por el S}] + 4(8) [\text{por el O}] = 44$$
- Para el CO_2 :

$$M = 1(8) [\text{por el C}] + 2(8) [\text{por el O}] = 24$$

3. Calcular N, el número de electrones disponibles en las capas de valencia de todos los átomos. En los aniones se debe añadir al total, el número de electrones igual a la carga del anión. Para iones cargados positivamente, restar al total un número de electrones igual a la del catión. Este número coincide con el número de grupo en la Tabla periódica.

Ejemplos:

- Para el H_2SO_4 :

$$N = 2(1) [\text{por el hidrógeno}] + 1(6) [\text{por el azufre}] + 4(6) [\text{por el oxígeno}] = 32$$
- Para el SO_4^{2-} :

$$N = 1(6) [\text{por el azufre}] + 4(6) [\text{por el oxígeno}] + 2 [\text{por la carga}] = 32$$
- Para el NH_4^{+1} :

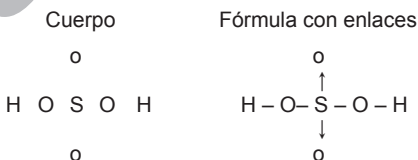
$$N = 1(5) [\text{por el nitrógeno}] + 4(1) [\text{por el hidrogeno}] - 1 [\text{por la carga}] = 8$$

4. Calcular el número de pares de electrones compartidos:

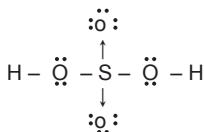
$$P = \frac{M - N}{2}$$

Para el H_2SO_4 : $P = \frac{44 - 32}{2} = 6$ pares de electrones.

5. Se colocan los pares de electrones en el cuerpo como pares compartidos. Usar enlaces dobles y triples si fuera necesario y se debe tener la mínima cantidad de enlaces dativos. Para el ácido sulfúrico (H_2SO_4)



6. Completar los electrones adicionales en el esqueleto hasta completar el octeto de cada elemento (o sus excepciones). Para el H_2SO_4 .



POLARIDAD Y APOLARIDAD DE MOLÉCULAS

Existen reglas prácticas para reconocer si una molécula es polar o apolar; para esto es necesario saber la estructura de Lewis de la molécula. Sin embargo, estas reglas sólo son válidas para moléculas heteroatómicas (formadas por átomos diferentes); así:

1. Cuando el átomo central posee uno o más pares de electrones no compartidos (pares no enlazantes o solitarios), podemos indicar que la molécula es polar.
2. Cuando el átomo central no presenta pares de electrones solitarios, podemos indicar que la molécula es apolar, pero todos los ligandos deben ser iguales. Si los ligandos son diferentes, entonces la molécula será polar.

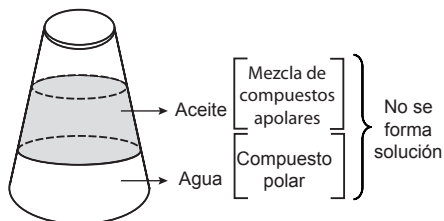
Ejemplos:

Sustancias	Polaridad	Condición
Metanol $\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{C} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$ Asimétrica	$\oplus -$ Dipolo	Soluble en agua
Tetracloruro de carbono $\begin{array}{c} \text{Cl} \\ \\ \text{C} \\ \\ \text{Cl} \end{array}$ Simétrica	No polar	No soluble en agua
Hexano $\begin{array}{c} \text{CH}_2 \text{ CH}_2 \text{ CH}_3 \\ \quad \quad \\ \text{CH}_3 \text{ CH}_2 \text{ CH}_2 \end{array}$ Simétrica	No polar	No soluble en agua

EJEMPLOS

$\text{H} - \ddot{\text{Cl}}:$	$\Rightarrow \oplus -$ Moléculas polares	$\text{:}\ddot{\text{O}} = \text{C} = \ddot{\text{O}}\text{:}$	$\Rightarrow \bigcirc$ Moléculas apolares
$\text{H} - \text{Cl} = \text{N}:$	$\Rightarrow \oplus -$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{C} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\Rightarrow \bigcirc$

Criterio de solubilidad. Las sustancias de polaridad semejantes se disuelven entre sí. Los solventes polares disuelven a sustancias también polares (e iónicos) y los solventes no polares disuelven a sustancias no polares.



FUERZAS INTERMOLECULARES

Se les llama también fuerzas de Van der Waals, son de naturaleza atractiva y básicamente eléctricas. Aumentan de magnitud conforme aumenta el peso molecular de la sustancia. Las fuerzas intermoleculares intervienen en el punto de fusión, punto de ebullición y solubilidades.

Fuerza dipolo-dipolo. Las interacciones (fuerzas) dipolo-dipolo permanentes tienen lugar entre moléculas polares debido a la atracción de los átomos δ^- de una molécula con los átomos δ^+ de otra molécula.

Enlaces de Hidrógeno. Los enlaces de hidrógeno llamados **enlaces puentes de hidrógeno** (EPH) son un caso especial de las fuerzas dipolo-dipolo muy fuertes. El enlace puente de hidrógeno tiene lugar entre moléculas polares que contienen H y uno de los siguientes elementos: N; O y F. Esta fuerza es aproximadamente el 5% del enlace covalente. El enlace de hidrógeno es el responsable de los puntos de ebullición inusualmente altos de ciertas

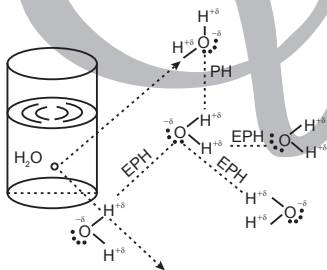
sustancias frente a otras de peso molecular y geometría similar.

(IVA)		(VA)	
Pto. ebullición (°C)		Pto. ebullición (°C)	
CH ₄	-161,5	NH ₃	-33,4
SiH ₄	-111,8	PH ₃	-88,0
CeH ₄	-90,0	AsH ₃	-55,0
SnH ₄	-52,0	SbH ₃	-17,0

(VIA)		(VIIA)	
Pto. ebullición (°C)		Pto. ebullición (°C)	
H ₂ O	100	HF	19,6
H ₂ S	-61,8	HCl	-83,7
H ₂ Se	-42,0	HBr	-67,0
H ₂ Te	-2,0	HI	-36,0

Los compuestos líquidos que presentan puente de hidrógeno reciben el nombre de líquidos asociados.

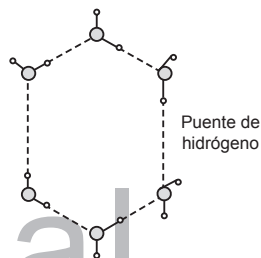
Ejemplo:



Se observa que cada molécula de H₂O forma 4 puentes de hidrógeno con las moléculas de agua adyacentes.

Ejemplo:

En el agua sólida o hielo, las moléculas del agua tienen una distribución hexagonal y atraídas por las fuerzas puente de hidrógeno quedando vacío al centro lo que explica que el hielo tenga menos densidad que el agua.



Fuerzas de London. Las fuerzas de London son fuerzas atractivas débiles que son importantes sólo a distancias intermoleculares pequeñas. Las fuerzas de London se presentan en moléculas apolares. Aunque el término fuerza de Van der Waals normalmente se refiere a todas las atracciones intermoleculares, también se intercambia a menudo con el término fuerzas de London, como lo hacen los términos **fuerzas de dispersión** y **fuerzas dipolo-dipolo inducido**.

EJERCICIOS RESUELTOS

- Si se tiene el elemento Sc ($Z = 21$), ¿cuál será su número de oxidación característico?

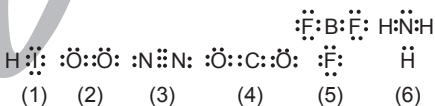
Resolución:

Haciendo la configuración electrónica

$$(Z = 21): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$$

Se observa que para alcanzar el octeto, debe perder 3 electrones.

- ¿Cuál de las siguientes estructuras de Lewis son correctas?



Dato: números atómicos:

$$\text{H} = 1; \text{o} = 8; \text{N} = 7; \text{C} = 6; \text{F} = 9; \text{i} = 53; \text{B} = 5$$

Resolución:

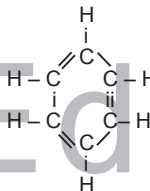
Analizando las estructuras de Lewis indicadas, se observa que todas están correctamente representadas.

∴ Rpta.: Todas

3. Señale cuál de los compuestos no corresponde a una molécula polar.

H_2O ; C_6H_6 ; HF ; HCCl_3 ; CH_3COCH_3

Resolución:



Analizando, el compuesto apolar es el benceno (C_6H_6)

4. De los siguientes pares de átomos marque aquellos que al enlazarse formen enlace iónico.

Cl y O; Al y Li; Br y K; F y S

Resolución:

De los pares indicados el único que puede formar enlace iónico es: Br y K

5. De los compuestos binarios que vienen a continuación, ¿cuáles tienen fuerte carácter iónico?

NH_3 ; NaBr ; BaCl_2

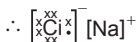
Resolución:

El enlace iónico generalmente se produce entre un alcalino o alcalino térreo, con un anfígeno o halógeno; entonces de los compuestos solo el NaBr tiene enlace iónico.

6. ¿Cuál sería la forma correcta según la representación de Lewis, de escribir la molécula del NaCl ?

Resolución:

Como el cloro tiene $7e^-$ de valencia y el sodio solo 1, el cloro tiende a ganar $1e^-$ formando un anión y el sodio pierde su electrón formando un catión.



- 7.Cuál de los siguientes conceptos no corresponden al enlace covalente:

i. Puede ser polar.

- ii. Por lo general se da entre líquidos o gases.
iii. Poseen dirección.
iv. En él, los átomos comparten sus electrones.
v. Es característico entre los elementos del grupo VIIA con los del IA.

Resolución:

Analizando las alternativas podemos observar que los elementos del grupo VIIA con los del IA forman enlace iónico.

\therefore Rpta.: iv

8. Si tenemos los siguientes elementos X ($Z = 7$), Y ($Z = 10$) al reaccionar ¿qué tipo de enlace pueden formar?

Resolución:

Como el elemento Y es un gas noble ($Z = 10 \Rightarrow \text{Ne}$) no forman enlace.

EJERCICIOS PROPUESTOS

- Señale las proposiciones que no se cumplen en la formación de enlace químico.
 - Hay liberación de energía.
 - Los electrones de la capa de valencia participan en la formación del enlace.
 - Los átomos al enlazarse adquieren mayor estabilidad.
 - Solamente forman enlace químico los átomos que tienen 8 electrones de valencia.

a) Solo ii b) Solo iv c) i y ii
d) iii y iv e) i, ii y iii
- ¿Cuál será la notación de Lewis del átomo de un elemento E cuyo número atómico es 14?

a) $\text{E} \cdot$ b) $\cdot \text{E} \cdot$ c) $\cdot \ddot{\text{E}} \cdot$
d) $\cdot \ddot{\text{E}} \cdot$ e) $\ddot{\text{E}} \cdot$
- Indique la verdad o falsedad de las siguientes proposiciones con respecto al enlace iónico.
 - o curre entre un átomo metálico y otro no metálico.
 - El metal se convierte en catión y el no metal en anión.
 - Los iones enlazados son inestables.

a) VVV
d) FVF

b) VVF
e) VFF

c) VFV

4. ¿Cuál de las siguientes alternativas no concuerda con las propiedades de los compuestos iónicos?

- a) Son solubles en agua.
- b) Necesariamente contienen átomos metálicos.
- c) A la temperatura ambiental (25 °C) son sólidos.
- d) Solamente cuando están disueltos en agua son buenos conductores de la corriente eléctrica.
- e) Poseen elevada temperatura de fusión.

5. Sobre el enlace covalente señale la proposición incorrecta:

- a) ocurre entre átomos no metálicos solamente.
- b) Los átomos enlazados comparten uno o más pares de electrones.
- c) ocurren fuerzas de atracción electrostática entre los núcleos y los electrones compartidos.
- d) No hay formación de iones.
- e) Los átomos que se enlazan deben tener electrones desapareados.

6. Indique la verdad o falsedad de las siguientes proposiciones.

- I. Son compuestos iónicos: NaCl, CaO, BeH₂.
- ii. Son compuestos covalentes: So₂, Co₂, H₂O.
- III. Son solubles en agua: KCl, CaCl₂, NaOH

a) VVV
d) VVF

b) VVF
e) VFF

c) FVV

7. La relación correcta es:

- a) NaCl: electrovalente
- b) Co₂: covalente polar
- c) O₂: covalente polar
- d) KF: covalente
- e) HCl: covalente apolar

8. Los átomos transfieren electrones y se mantienen unidos por atracción electrostática. Corresponde a un enlace:

a) Covalente polar
c) Covalente dativo
e) Metálico

b) Covalente apolar
d) iónico

9. La molécula donde no se cumple el octeto es:

a) Cl₂ b) N₂ c) HI
d) PH₃ e) BH₃

10. El grupo que no forma compuesto iónico es:

a) H⁺; K⁺ b) Ba⁺²; Cl⁻ c) Sr⁺²; F⁻
d) Li⁺; F⁻ e) Br⁺; O⁻²

11. El dicloruro de azufre (SCl₂) se emplea en el proceso de vulcanización. La expresión correcta es:

- a) Presenta enlace iónico entre el catión sulfuro y el anión cloruro.
- b) El azufre no cumple con la regla del octeto.
- c) Presenta 2 enlaces covalentes no polares.
- d) Presenta 2 enlaces covalentes dativos.
- e) Presenta 2 enlaces covalentes polares.

12. La proposición correcta es:

- a) Todas las moléculas diatómicas presentan enlace covalente no polar.
- b) La molécula de HF presenta una distribución simétrica de electrones.
- c) El amoníaco (NH₃) presenta un enlace dativo.
- d) El metano (CH₄) presenta enlace electrovalente.
- e) El sodio es más electronegativo que el litio.

13. Los elementos A, B, C tienen números atómicos consecutivos. Si B es un gas noble, el enlace que formará A y C es:

- a) iónico
- b) Covalente polar
- c) Covalente no polar
- d) Covalente dativo
- e) iónico y covalente

14. Se tiene las siguientes configuraciones electrónicas:

A: 1s² D: 1s²2s²2p⁶3s²3p⁴
B: 1s²2s²2p⁶3s²

El tipo de enlace que formará A y D; D y B; A y B, respectivamente, son:

- a) Covalente dativo, apolar y polar.
- b) Covalente polar, apolar y electrovalente.
- c) Covalente apolar, iónico y covalente polar.
- d) iónico, covalente polar y apolar.
- e) Covalente polar, iónico y apolar.

15. El compuesto que presenta enlace iónico y electrovalente es:

- a) NH_3
- b) Na_2O
- c) Co_2
- d) NH_4Cl
- e) C_2H_2

16. Sabiendo las electronegatividades (EN) de A y B.

átomo	A	B
EN	0,8	3,5

El tipo de enlace que formará A y B al combinarse es:

- a) Electrovalente
- b) Covalente apolar
- c) Covalente polar
- d) Covalente dativo
- e) Metálico

17. ¿Qué tipo de enlace químico formará un elemento alcalino con un halógeno?

- a) Covalente normal
- b) iónico
- c) Metálico
- d) Covalente coordinado
- e) No forma enlace

18. Los enlaces entre el sodio y el fosfato en el Na_3PO_4 , son de carácter:

- a) iónico
- b) Covalente
- c) Metálico
- d) Híbrido
- e) Todas las anteriores

19. El átomo central en el ion clorito $(\text{ClO}_2)^{-1}$, está rodeado por:

- a) Dos pares de electrones de enlace y dos pares no compartidos.
- b) Tres pares de electrones de enlace y uno no compartido
- c) Un par de electrones de enlace y uno no compartido.
- d) Dos enlaces dobles y ningún par de electrones no compartidos.
- e) Cuatro pares de electrones de enlace y cuatro pares aislados.

20. Para la molécula del ácido carbónico H_2CO_3 , cuál de las siguientes afirmaciones es correcta:

- a) Hay dos enlaces dativos.
- b) Tiene 10 electrones enlazantes.
- c) El carbono forma dos enlaces simples.
- d) Tiene 10 electrones no enlazantes.
- e) Existe un átomo que no cumple con la regla del octeto.

CLAVES

- | | | | | |
|------|------|-------|-------|-------|
| 1. b | 5. a | 9. e | 13. a | 17. b |
| 2. d | 6. c | 10. e | 14. e | 18. a |
| 3. b | 7. a | 11. e | 15. d | 19. a |
| 4. d | 8. d | 12. c | 16. a | 20. c |

NOMENCLATURA INORGÁNICA

VALENCIA

De acuerdo a la concepción clásica proviene del latín *valentia*, que significa vigor, capacidad o aptitud que poseen los átomos de un elemento para combinarse químicamente con otros. En la actualidad, la interpretación más aceptable es aquella que nos indica a la valencia como una representación de la cantidad de electrones que el átomo de un elemento puede dar, recibir o compartir con otro átomo cuya cantidad es un número entero que carece de signo.

ESTADO DE OXIDACIÓN

Es un parámetro numérico que presenta signo el cual nos representa la carga real o aparente que adquieren los átomos de un elemento al formar enlaces químicos con otros.

Nota:

El signo del Eo queda determinado por la comparación de las electronegatividades de los átomos enlazantes. En muchos casos:
valencia = |Eo|

TABLA DE ESTADOS DE OXIDACIÓN

Grupo	IA	IIA	Grupo B	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
Eo	1	2	Ag → +1 Cu, Hg → +1; +2 Cd, Zn → +2 Fe, Co, Ni → +2; +3 Au → +1; +3 Pt → +2; +4 Sc → +3	3	-4 +4 +2	-3 +5 +3 +1	-2 +6 +4 +2	-1 +7 +5 +3 +1	0
P R i N C i P A L E S	Li Na K Rb Cs	Be Mg Ca Sr Ba		B* Al Ga In Tl•	C Si* Ge* Sn• Pb•	N P As* Sb*	o* S Se Te	F* Cl Br I	He Ne Ar Kr Xe Rn
				* ± 3 • +1 +3	* ± 4 • +2, +4	* ± 3, +5	* -2	* -1	

Elementos anfóteros

Elementos	Metal	No metal
Cromo	+2; +3	+3; +6
Manganeso	+2; +3	+4; +6; +7
Vanadio	+2; +3	+4; +5
Bismuto	+3	+5

Existen reglas prácticas para determinar el Eo del átomo, ion y molécula

- **Regla 1.** Para todo átomo sin combinación, su Eo es cero.
- **Regla 2.** El Eo del hidrógeno al combinarse es +1, excepto en los hidruros metálicos donde es -1.
- **Regla 3.** El Eo del oxígeno al combinarse es -2, excepto:
 - a) Cuando forma peróxidos en donde es -1
 - b) Cuando se combina con el flúor en donde es +2.
- **Regla 4.** El Eo de toda molécula simple o compuesta es cero. Se cumple: $\Sigma(Eo) = 0$
- **Regla 5.** El Eo de todo ion, positivo o negativo, es igual a su carga.

FUNCIÓN QUÍMICA

Es un conjunto de compuestos que se caracterizan por tener en su estructura un determinado número de átomos agrupados de la misma forma, por lo que recibe el nombre de grupo funcional, y por ende tienen propiedades análogas.

Ejemplos:

- Función hidruro
- Función óxido
- Función hidróxido.

Grupo funcional. Se denomina grupo funcional a todo agregado de uno o más átomos de una molécula que confiere a estas unas propiedades y un comportamiento químico característico.

Ejemplos:

Función	→	Grupo funcional
Óxido	→	O^{-2}
ácido	→	H^{+1}
Hidróxido	→	OH^{-1}

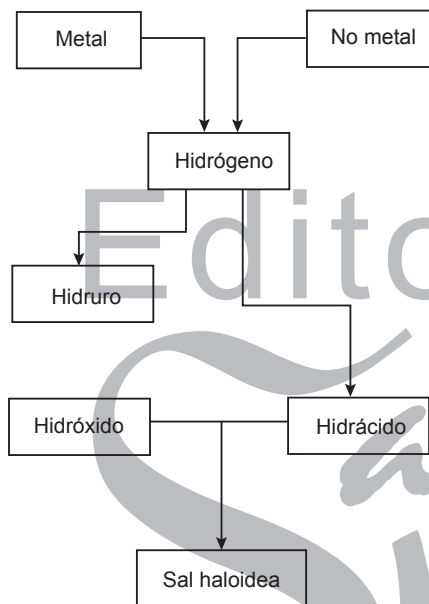
CLASIFICACIÓN DE LAS FUNCIONES QUÍMICAS INORGÁNICAS

Las funciones químicas inorgánicas se pueden clasificar de la siguiente manera

- Funciones oxigenadas.** Estos son compuestos que se originan de la combinación del oxígeno en la etapa inicial de su formación.



- Funciones hidrogenadas.** Estos son compuestos que se originan de la combinación con el hidrógeno en la etapa inicial de su formación.



REGLAS BÁSICAS DE NOMENCLATURA

- Para nombrar a un ion monoatómico negativo se coloca primero el nombre del elemento y luego se usa el sufijo **uro**.
- Para nombrar a un ion monoatómico positivo de un número de oxidación, solamente se usa el nombre del elemento.
- Para nombrar a un ion monoatómico positivo que tiene más de un número de oxidación, utilice:
 - Sistema stock:** primero se menciona el nombre del elemento y luego entre paréntesis la valencia en números romanos.
 - Sistema común:** se utiliza las terminaciones **oso** e **ico** de la siguiente manera:

Prefijo	Todos	Sufijo	Valencias			
			1	2	3	4
Hipo	Nombre del elemento	oso			X	X
_____		oso		X	X	X
_____		ico	X	X	X	X
Per		ico				X

- Sistema IUPAC.** Emplea prefijos numerales cuando en una sustancia existen varios constituyentes idénticos.

Los prefijos numerales indican la cantidad de átomos que hay de cada elemento en el compuesto y son:

mono : 1	penta : 5
di : 2	hexa : 6
tri : 3	hepta : 7
tetra : 4	etc.

Si hay un solo átomo del elemento en la fórmula, entonces se omite el prefijo **mono**.

Nota:

Los sistemas que generalmente recomienda la IUPAC son:

- Sistema stock:** recomendado para compuestos iónicos.
 - Sistema IUPAC:** recomendado para compuestos covalentes.
- Al formar un compuesto se deben unir, respectivamente, un ion positivo (catión) y un ion negativo (anión), los cuales realizan el aspa de tal manera que el número de oxidación resulte cero.

$$E^{+x} Q^{-y} \rightarrow E_y^{+x} Q_x^{-y} \rightarrow E_y Q_x$$

Si x e y son pares, se simplifican

Ejemplos:

$$Fe^{+3} O^{-2} \rightarrow Fe_2O_3$$

$$Cu^{+1} O^{-2} \rightarrow Cu_2O$$
 - Para indicar el nombre del compuesto, se empieza por el negativo y se termina con el positivo.

FUNCIÓN HIDRURO

Son combinaciones binarias de un elemento químico con el hidrógeno.

Elemento + Hidrógeno → Hidruro

Solo para esta función el elemento actuará con una de sus valencias, la cual está determinada de acuerdo al número de enlaces que realiza con el átomo de hidrógeno.

Grupo	iA	iiA	iiiA	iVA	VA	ViA	ViiA
Valencia	1	2	3	4	3	2	1

De acuerdo al tipo de elemento que se combina, los hidruros se pueden clasificar en hidruros metálicos e hidruros no metálicos.

- I. Hidruros metálicos.** Son compuestos binarios formados por la combinación del hidrógeno con ciertos metales, especialmente con elementos del grupo iA y iiA. Los hidruros metálicos generalmente son sólidos.



En los hidruros metálicos, el hidrógeno actúa con número de oxidación de -1 .

Notación:



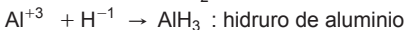
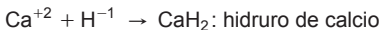
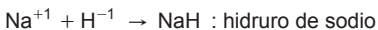
Donde: M: metal

x: Eo del metal

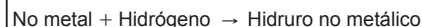
Nomenclatura. Para nombrar los hidruros metálicos se antepone al nombre del metal correspondiente el término Hidruro.

Hidruro de
(nombre del metal)

Ejemplos:

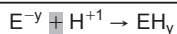


- II. Hidruros no metálicos.** Son compuestos binarios formados por la combinación de un elemento no metálico con el hidrógeno, se presentan en estado gaseoso.



En los hidruros no metálicos, el hidrógeno actúa con número de oxidación de $+1$, mientras que el elemento no metálico actúa con su menor número de oxidación.

Notación:



Donde: E: no metal

y: Eo del no metal

Los hidruros no metálicos se clasifican en

- a. Hidruros especiales.** Son los hidruros que se forman con los elementos de los grupos:

GRUPo	iiiA	iVA	VA
Eo	-3	-4	-3

Estos hidruros llevan nombres especiales, así tenemos:

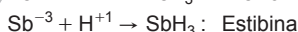
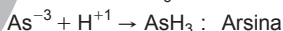
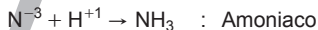
Grupo IIIA:



Grupo IVA:



Grupo VA:

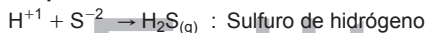
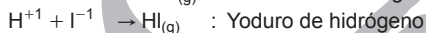
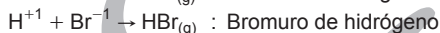
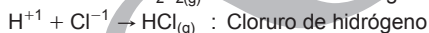


- b. Anfígenuros y haluros de hidrógeno.** Son los hidruros formados por los elementos del grupo ViA y ViiA, excepto el oxígeno. Su estado natural es gaseoso.

GRUPo	ViA	ViiA
Eo	-2	-1

Nomenclatura:

.....uro de hidrógeno
(Nombre del no metal)

Grupo VIA:**Grupo VIIA:**

Cuando los anfígenuros y haluros de hidrógeno se encuentran mezclados con el agua formando soluciones acuosas se denominan **ácidos hidrácidos**.

Nomenclatura:

ácidohídrico
(nombre del no metal)

**FUNCIÓN ÓXIDO**

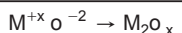
Los óxidos son compuestos binarios formados por un elemento con el oxígeno.

Elemento + o xígeno → Óxido

- I. **Óxidos básicos.** Se denominan óxidos básicos a las combinaciones binarias de un elemento metálico con el oxígeno.

Se denominan óxidos básicos porque al reaccionar con el agua originan a las bases o hidróxidos.

Metal + o xígeno → Óxido básico

Notación:

Donde: M: metal

x : Eo del metal

Nomenclatura:

- Nomenclatura común
- Nomenclatura *stock*

Ejemplos:

- Óxido de plomo (IV):

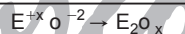


- Óxido cúprico: Cu(+1; +2)
 $Cu^{+2} O^{-2} \rightarrow Cu_2O_2 \rightarrow CuO$

- Óxido de potasio: K(+1)
 $K^{+1} O^{-2} \rightarrow K_2O$

- II. **Óxidos ácidos.** Se denominan óxidos ácidos a las combinaciones binarias de un elemento no metálico con el oxígeno. Se denominan óxidos ácidos porque al reaccionar con el agua originan a los ácidos oxácidos. A los óxidos ácidos antiguamente se les denominaba **anhídridos**.

No metal + o xígeno → Óxido ácido

Notación:

Donde: E: no metal

x : Eo del no metal

Nomenclatura:

- Nomenclatura común
- Nomenclatura IUPAC

Ejemplos:

- Óxido sulfuroso: S(+2; +4; +6)
 $S^{+4} O^{-2} \rightarrow S_2O_4 \rightarrow SO_2$

- Óxido perclórico: Cl(+1; +3; +5; +7)
 $Cl^{+7} O^{-2} \rightarrow Cl_2O_7$

- Pentóxido de difósforo: P_2O_5

- Trióxido de dibromo: Br_2O_3

FUNCIÓN HIDRÓXIDO

Los hidróxidos o también denominados **bases** se caracterizan por la presencia del grupo hidroxilo u oxidrilo.

Los hidróxidos provienen de la reacción que ocurre entre el óxido básico y el agua.

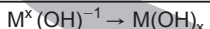
Por lo tanto:



Donde: M: metal
x : Eo del metal

A los hidróxidos también se les puede considerar como una combinación binaria de elementos metálicos con grupo oxidrilo.

Forma práctica:



Los hidróxidos se caracterizan por:

1. Ser jabonosos al tacto.
2. Colorear de azul el papel de tornasol y tomar un color rojo grosella a la fenolftaleína.
3. Poseer uno o más grupos funcionales llamado oxidrilos o hidroxilos.

Ejemplos:

- Hidróxido de sodio:
 $Na^{+1}(OH)^{-1} \rightarrow NaOH$
- Hidróxido cúprico:
 $Cu^{+2}(OH)^{-1} \rightarrow Cu(OH)_2$
- Hidróxido de aluminio:
 $Al^{+3}(OH)^{-1} \rightarrow Al(OH)_3$

FUNCIÓN ÁCIDO

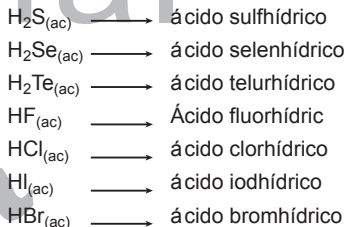
Esta función está formada por compuestos que se caracterizan por:

1. Tener un sabor agrio.
2. Enrojecer el papel de tornasol y decolorar la solución de la fenolftaleína.
3. Poseer uno o más hidrógenos sustituibles por metales o radicales electropositivos para la formación de sales.

Clases de ácidos

- I. **Ácidos hidrácidos.** Son los anfígenos y haluros de hidrógeno en solución acuosa, los que se nombran usando la terminación hídrico.

Nomenclatura:



- II. **Ácidos oxácidos.** Llamados también oxiácidos y se obtienen de la reacción:

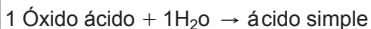


Nomenclatura:

En este caso solo cambiaremos la palabra del óxido ácido por ácido.

Clasificación de los ácidos oxácidos:

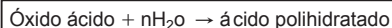
- a. **Simple.** Se obtiene:



Ejemplos:

1. ácido sulfuroso: $S(+2; +4; +6)$
 $S^{+4}O^{-2} \rightarrow SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$
2. ácido nítrico: $N(+1; +3; +5)$
 $N^{+5}O^{-2} \rightarrow N_2O_5 + H_2O \rightarrow H_2N_2O_6 \rightarrow HNO_3$

- b. **Polihidratado.** Se obtiene al reaccionar los óxidos ácidos con 1, 2 o 3 moléculas de agua.



Nomenclatura:

Ácido Prefijo (.....)
(Nombre del óxido ácido)

Para formular, utilizar el siguiente cuadro:

PREFIJO	EO IMPAR	EO PAR
META	1 Óxido ácido + 1H ₂ O	1 Óxido ácido + 1H ₂ O
PiRo	1 Óxido ácido + 2H ₂ O	2 Óxido ácido + 1H ₂ O
o RTo	1 Óxido ácido + 3H ₂ O	1 Óxido ácido + 2H ₂ O

Casos especiales en la nomenclatura de los ácidos polihidratados

Elemento	P, As, Sb, B, Si
Prefijo	
META	Es obligatorio nombrar
o RTo	No es obligatorio nombrar

Ejemplos:

- ácido piro-sulfuroso $\rightarrow S(+2; +4; +6)$
 $S^{+4}O^{-2} \rightarrow 2SO_2 + H_2O \rightarrow H_2S_2O_5$
- ácido ortohiperyódico $\rightarrow I(+1; +3; +5; +7)$
 $I^{+7}O^{-2} \rightarrow I_2O_7 + 3H_2O \rightarrow H_6I_2O_{10} \rightarrow H_3IO_5$
- ácido fosfórico $\rightarrow P(+1; +3; +5)$
 $P^{+5}O^{-2} \rightarrow P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow H_6P_2O_6 \rightarrow H_3PO_4$

NOMENCLATURA DE IONES

Los nombres de los iones están estrechamente ligados a los nombres de los compuestos de los que provienen.

Los iones pueden ser:

- Catiónicos.** Para los cationes seguiremos las siguientes pautas:

- Los cationes monoatómicos se deben nombrar de la misma manera que el elemento correspondiente

Na⁺¹: ion sodio

Ca⁺²: ion calcio

Al⁺³: ion aluminio

- Si el metal puede formar varias clases de iones monoatómicos, se emplea el sistema **stock**

Mo⁺²: ion molibdeno (ii)

Mo⁺³: ion molibdeno (iii)

Mo⁺⁴: ion molibdeno (iv)

Mo⁺⁵: ion molibdeno (V)

- La IUPAC acepta, pero no recomienda el uso de sufijos **oso** e **ico** para diferenciar cationes en aquellos casos en que sólo existen dos números de oxidación.

Cu⁺¹: ion cuproso

Cu⁺²: ion cúprico

- A veces por excepción se utiliza el sufijo **ico** para designar cationes de elementos que sólo forman un tipo de iones:

Na⁺¹: ion sódico

K⁺¹: ion potásico

Ca⁺²: ion cálcico

- Los radicales **onio** provienen de agregar un protón (H⁺¹) a los hidruros no metálicos del grupo VA

NH₃ + H⁺¹ \rightarrow NH₄⁺¹: Amonio

PH₃ + H⁺¹ \rightarrow PH₄⁺¹: Fosfonio

AsH₃ + H⁺¹ \rightarrow AsH₄⁺¹: Arsonio

SbH₃ + H⁺¹ \rightarrow SbH₄⁺¹: Estibonio

Otros:

H₂S + H⁺¹ \rightarrow H₃S⁺¹: Sulfonio

H₂O + H⁺¹ \rightarrow H₃O⁺¹: Hidronio

II. Aniónicos. Estos a su vez se clasifican en

- Radicales neutros.** Se obtienen cuando el ácido original pierde todos sus átomos de hidrógeno.

Nomenclatura

Ácido	Radical neutro
Hipo oso	Hipo.....ito
.....osoito
.....icoato
Per.....ico	Per.....ato
.....hídricouro

Ejemplos:

- $\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{-2\text{H}^{+1}} \text{SO}_4^{-2}$: Sulfato
ácido sulfúrico
- $\text{HClO} \xrightarrow{-1\text{H}^{+1}} \text{ClO}^{-1}$: Hipoclorito
ácido hipocloroso
- $\text{HBrO}_2 \xrightarrow{-1\text{H}^{+1}} \text{BrO}_2^{-1}$: Bromito
ácido bromoso
- $\text{H}_3\text{MnO}_5 \xrightarrow{-3\text{H}^{+1}} \text{MnO}_5^{-3}$: orto permanganato
ácido orto permanganico
- $\text{HCl} \xrightarrow{-1\text{H}^{+1}} \text{Cl}^{-1}$: Cloruro
ácido clorhídrico
- $\text{H}_2\text{S} \xrightarrow{-2\text{H}^{+1}} \text{S}^{2-}$: Sulfuro
ácido sulfhídrico

2. **Radicales ácidos.** Se producen cuando los ácidos originales pierden en forma parcial átomos de hidrógeno.

Nomenclatura:

H que quedan	Prefijo
1	Ácido (Hidrógeno)
2	Di ácido (Di hidrógeno)
3	Tri ácido (Tri hidrógeno)
⋮	⋮
Mitad	Bi

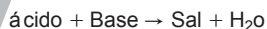
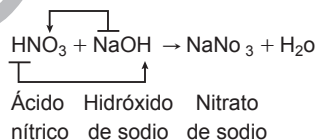
Ejemplos:

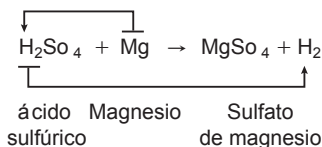
- $\text{H}_3\text{PO}_4 \xrightarrow{-2\text{H}^{+1}} \text{HPO}_4^{-2}$
ácido fosfórico
 - Fosfato ácido
 - Hidrógeno fosfato
 - Hidrofosfato
- $\text{H}_3\text{BO}_3 \xrightarrow{-1\text{H}^{+1}} \text{H}_2\text{BO}_3^{-1}$
ácido bórico
 - Borato di ácido
 - Di hidrógeno borato
 - Di hidroborato
- $\text{H}_2\text{S} \xrightarrow{-1\text{H}^{+1}} \text{HS}^{-1}$
ácido sulfhídrico
 - Sulfuro ácido
 - Hidrógenosulfuro
 - Hidrosulfuro

FUNCIÓN SAL

Las sales son compuestos que por lo general son sólidos a temperatura ambiente y se obtienen al sustituir total o parcialmente los hidrógenos del ácido por metales o radicales.

Se obtienen generalmente por una reacción de neutralización **ácido-base** o por reacción de corrosión.

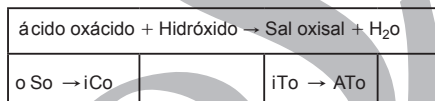
1. Reacción de neutralización**Ejemplo:****2. Reacción de corrosión**

**Forma práctica****NOMENCLATURA**

Se menciona primero al anión y luego el catión.

TIPOS DE SALES INORGÁNICAS

1. **Sal oxisal.** Proviene de los ácidos oxácidos.



Sales neutras: se obtienen cuando el elemento metálico sustituye en forma total los hidrógenos liberales del ácido.

Ejemplos:

- Sulfato de calcio:

$$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}_2(\text{SO}_4)_2 \rightarrow \text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$$

ácido sulfúrico Sulfato de calcio

- Fosfato de magnesio

$$\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2\text{O}$$

ácido fosfórico Fosfato de magnesio

- Orto nitrato de sodio
 Formando el ácido:

$$\text{N}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_6\text{N}_2\text{O}_8 \rightarrow \text{H}_3\text{NO}_4$$

 Formando la sal:

$$\text{H}_3\text{NO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3\text{NO}_4 + \text{H}_2\text{O}$$

Forma práctica:

- $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ca}^{+2} \rightarrow \text{CaSO}_4$
- $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Mg}^{+2} \rightarrow \text{Mg}_2(\text{PO}_4)_3$
- $\text{H}_3\text{NO}_4 + \text{Na}^{+1} \rightarrow \text{Na}_3\text{NO}_4$

2. **Sal haloidea.** Son aquellas que provienen de los ácidos hidrácidos. Estas sales pueden ser neutras, ácidas, básicas, múltiples.

**Nomenclatura**

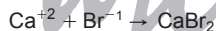
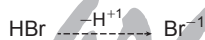
.....URo DE
 Nombre del ácido Nombre del metal

Notas:

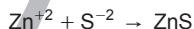
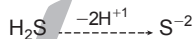
En la formación de las sales haloideas ácidas sólo se consideran los ácidos hidrácidos del grupo VIA: H_2S ; H_2Se , H_2Te

Ejemplos:

- Bromuro de calcio:



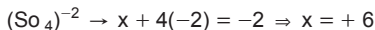
- Sulfuro de zinc:

**EJERCICIOS RESUELTOS**

1. ¿Cuál es el estado de oxidación del azufre en el siguiente radical $(\text{So}_4)^{-2}$?

Resolución:

En una molécula iónica, la suma de cargas debe ser igual a la carga del ión:



2. La clasificación más grande entre ácidos es oxácidos e hidrácidos. ¿Qué nombre tienen el HCl y el H₂S?

Resolución:

Analizando, los ácidos hidrácidos carecen de oxígeno, entonces:

HCl → ácido clorhídrico;

H₂S → ácido sulfhídrico

3. indique la relación incorrecta:

i. Fe₂(SO₄)₃ : Sulfato férrico

ii. CaCO₃ : Carbonato de calcio

III. HClO₄ : ácido perclórico

iV. NaNO₃ : Nitrito de sodio

V. H₂SO₄ : ácido sulfúrico

Resolución:

Analizando las alternativas se observa:

Na⁺ + (NO₃)⁻ → NaNO₃ (Nitrato de sodio)

∴ Rpta.: iV

4. indique la fórmula del sulfuro ácido tribásico doble mercurioso plúmbico.

Resolución:

Formulando:



5. La fórmula del carbonato férrico es Fe₂(CO₃)₃. Determinar la fórmula del carbonato de Cs (+1).

Resolución:

Del: Fe₂(CO₃)₃, se deduce que el ion carbonato es (CO₃)⁻²

Entonces: Cs⁺¹ + (CO₃)⁻² → Cs₂CO₃

6. indique qué compuesto no aparece correctamente nombrado.

I. H₂SO₃ : ácido sulfuroso

ii. HBr : Ácido bromhídrico

iii. PCl₅ : Pentacloruro de fósforo

iV. H₃PO₄ : ácido fosforoso

V. K₂Cr₂O₇ : Dicromato de potasio

Resolución:

Analizando las alternativas se observa:



ácido ortofósforico o ácido fósforico

∴ Rpta.: V

EJERCICIOS PROPUESTOS

1. De los siguientes compuestos, indique los óxidos básicos:

i. So

ii. Feo

iii. Co

iV. Pbo

a) i y ii

b) iii y iV

c) i y iV

d) ii y iii

e) ii y iV

2. De los siguientes óxidos, ¿cuáles forman ácidos al combinarlos con el agua?

i. So₃

ii. Na₂O

iii. Cao

iV. Co₂

V. Al₂O₃

a) iii, iV

b) ii, iii, iV

c) i, iii

d) i, iV

e) ii, iii

3. Con respecto a las funciones químicas, indique lo no correcto.

a) Hidróxido + ácido → sal

b) Elemento + oxígeno → óxido

c) Elemento + hidrógeno → hidruro

d) Anhídrido + agua → peroxácido

e) Metal + oxígeno → óxido básico

4. ¿Qué molécula no es un óxido ácido en las siguientes alternativas?

a) Cl₂O₇

b) Cr₂O₃

c) Mn₂O₃

d) Cro₃

e) Mn₂O₇

5. Al reaccionar el óxido níquelico con el agua, forma su respectivo hidróxido. ¿Cuál es la atomicidad de la sustancia formada?

a) 3

b) 4

c) 5

d) 6

e) 7

6. Respecto a los hidróxidos, indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

- I. Poseen grupo funcional al ion OH^-
 ii. El papel de tornasol se enrojece en medio básico.
 iii. Se obtienen a partir de los óxidos metálicos.
 iv. Algunos se emplean como antiácidos caseros.

a) VFFV b) FVFFV c) VFVF
 d) FFVV e) VFVV

7. indique el hidróxido mal nombrado:

a) $\text{Co}(\text{OH})_3$: Hidróxido de cobalto (III)
 b) $\text{Ba}(\text{OH})_2$: Hidróxido de bario
 c) LiOH : Hidróxido de litio
 d) $\text{Cr}(\text{OH})_3$: Hidróxido cromoso
 e) $\text{Fe}(\text{OH})_3$: Hidróxido férrico

8. Diga, ¿cuál de los siguientes compuestos presenta mayor atomicidad?

a) Anhídrido sulfúrico
 b) Pentóxido de dinitrógeno
 c) Peróxido de hidrógeno
 d) Óxido sódico
 e) Anhídrido carbonoso

9. indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

i. Óxido de azufre (IV): SO_2
 ii. Óxido mangánico: Mn_2O_3
 iii. Trióxido de dialuminio: Al_2O_3
 iv. Anhídrido perclórico: Cl_2O_5

a) FVVV b) FFVV c) VFVF
 d) VVVV e) VVFF

10. indique el compuesto que presenta mayor atomicidad:

a) ácido sulfuroso b) ácido hipocloroso
 c) ácido arsenioso d) ácido bórico
 e) ácido permangánico

11. ¿Cuál de los siguientes iones está mal nombrado?

a) Cromato : CrO_4^{-2}
 b) Fosfato : PO_4^{-3}
 c) Carbonato : CO_2^{-2}

d) Cloruro : Cl^-
 e) Sulfato ácido : HSO_4^-

12. Respeto al compuesto: NaHCO_3

i. Es una sal oxalal ácida.
 ii. Su ácido fue ácido carbónico
 iii. Es el carbonato de sodio.
 iv. Se antepone **Bi** a su radical de ácido para nombrarlo.

Son verdaderas

a) Solo ii b) Solo iii c) Solo i
 d) i, ii y iv e) Todas son correctas

13. La atomicidad del sulfuro ácido de amonio es:

a) 5 b) 6 c) 7
 d) 8 e) 9

14. ¿Cuál será la fórmula del peróxido de plomo?

a) PbO b) PbO_2 c) PbO_4
 d) PbO_3 e) Pb_2O_6

15. ¿Cuántas de las siguientes sales son derivadas de ácidos hidrácidos?

i. AgNO_3 II. $(\text{NH}_4)_2\text{S}$
 III. HgClO_3 IV. AlKSe_2
 V. CaBr_2 VI. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
 a) 1 b) 2 c) 3
 d) 4 e) 5

16. indique la sal que no lleva su nombre correspondiente:

a) CuI_2 : Yoduro cúprico
 b) $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$: Carbonato férrico
 c) NiSO_3 : Sulfito de níquel (IV)
 d) $\text{Co}(\text{HS})_3$: Bisulfito de cobalto (III)
 e) AgNO_3 : Nitrato de plata

17. ¿Cuántas de las siguientes sales son haloidas?

i. MgCl_2 II. KNO_3
 III. AlKSO_4 IV. NaBr
 V. K_2CrO_4 VI. HgClO_3

- a) i, iv y v b) i y v c) i y iv
d) ii, iii y iv e) ii, iii y vi

18. ¿Cuántos átomos de oxígeno existen en una molécula de ácido mangánico?

- a) 2 b) 3 c) 4
d) 6 e) 7

19. La atomicidad del ácido dicrómico y ácido pentacrómico respectivamente es:

- a) 11; 21 b) 10; 23 c) 11; 23
d) 12; 22 e) 11; 25

20. ¿En cuál de las siguientes fórmulas el manganeso actúa como mayor estado de oxidación?

- a) H_2MnO_4 b) H_4MnO_4 c) H_4MnO_5
d) $\text{H}_4\text{Mn}_2\text{O}_9$ e) $\text{H}_2\text{Mn}_2\text{O}_7$

CLAVES

- | | | | | |
|------|------|-------|-------|-------|
| 1. e | 5. e | 9. d | 13. c | 17. c |
| 2. d | 6. e | 10. d | 14. c | 18. c |
| 3. d | 7. d | 11. c | 15. c | 19. c |
| 4. c | 8. b | 12. d | 16. c | 20. d |

REACCIONES QUÍMICAS

Son cambios o transformaciones en los cuales una o más sustancias iniciales llamadas reactantes, mediante choques efectivos ocurridos entre sus átomos o moléculas, originan la ruptura de enlaces produciendo la formación de nuevos enlaces químicos, los que darán lugar a la formación de nuevas sustancias denominadas productos con propiedades distintas a las iniciales.

ECUACIÓN QUÍMICA

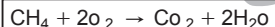
Los símbolos y fórmulas químicas sirven para describir las reacciones químicas, al identificar las sustancias que intervienen en ellas. Tomemos como ejemplo la reacción química en la que el metano (CH_4) arde con el oxígeno (O_2) formando dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O). Si consideramos que solo intervienen estas cuatro sustancias, la fórmula (en general, formas abreviadas de sus nombres) sería:



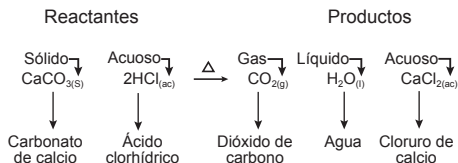
Como los átomos se conservan en las reacciones químicas, a cada lado de la ecuación debe aparecer el mismo número de ellos. Por lo tanto, la reacción puede expresarse del siguiente modo:



Los químicos sustituyen la expresión **da** por una flecha y borran todos los **1** para obtener la ecuación química ajustada:



SIGNIFICADO DE UNA ECUACIÓN QUÍMICA



EVIDENCIAS DE QUE OCURRE UNA REACCIÓN QUÍMICA

Las evidencias de que una reacción química ha ocurrido son:

- Desprendimiento de un gas
- Cambio de olor
- Cambios de color
- Liberación de calor
- Formación de precipitados

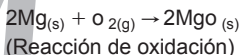
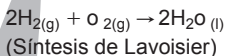
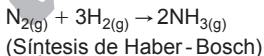
TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS

I. Por la naturaleza de los reactantes

1. **Reacciones de síntesis, adición o composición.** Ocurrir cuando dos o más reactantes se unen para formar un solo producto.



Ejemplos:



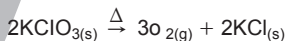
2. **Reacciones de descomposición o análisis.**

Se caracteriza porque a partir de un reactante se forman dos o más productos.

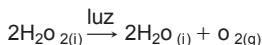


Ejemplos:

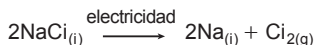
Pirólisis: Por acción del calor:



Fotólisis: por acción de la luz:



Electrólisis: por acción de la electricidad:



3. **Reacciones de sustitución o desplazamiento simple.** Es la reacción de una sustancia simple (elemento) con un compuesto,

donde el elemento desplaza a otro que se encuentra formando parte del compuesto dependiendo de la actividad química.



Actividad química: $\text{A} > \text{B}$

Ejemplos:



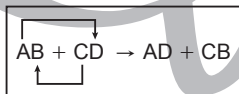
Serie de actividad química de los metales

$\text{Li} > \text{K} > \text{Ca} > \text{Na} > \text{Mg} > \text{Al} > \text{Mn} > \text{Zn} > \text{Cr} > \text{Fe} > \text{Cd} > \text{Co} > \text{Ni} > \text{Sn} > \text{Pb} > \text{H} > \text{Cu} > \text{Ag} > \text{Hg} > \text{Pt} > \text{Au}$

Serie de actividad química de los halógenos

$\text{F}_2 > \text{Cl}_2 > \text{Br}_2 > \text{I}_2$

4. **Reacciones de doble desplazamiento, doble descomposición o metátesis.** Es la reacción de dos compuestos donde existe un intercambio de elementos generando dos nuevos compuestos.



Reacciones especiales de metátesis

- **Neutralización**
ácido + Hidróxido \rightarrow Sal + Agua
 - **Hidrólisis**
Sal + Agua \rightarrow ácido + Hidróxido
- Ejemplo:
- $$\text{CH}_3\text{Coo Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH}$$

II. Por la variación de la energía (entalpía)

Entalpía (H). indica el contenido calorífico característico de cada sustancia química.

Cambio de entalpía (ΔH). Se le llama calor de reacción y determina la energía absorbida o liberada por una reacción química.

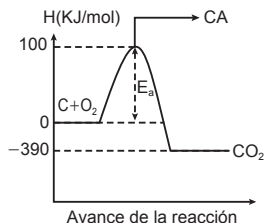
$$\Delta H = H_{\text{productos}} - H_{\text{reactantes}}$$

Energía de activación (E_a). Es la mínima energía necesaria que deben absorber los reactantes para iniciar la reacción.

Complejo activado (CA). Es un estado transitorio de reactantes a productos. En esta condición ocurre la formación y ruptura de nuevos enlaces.

1. **Reacción exotérmica ($\Delta H < 0$).** Es aquella reacción en donde se libera energía en forma de calor.

Gráficamente



Energía de activación:

$$E_a = 100 - 0 = 100 \text{ kJ/mol}$$

Complejo activado:

$$\text{CA} = 100 \text{ kJ/mol}$$

Algunas reacciones exotérmicas son:

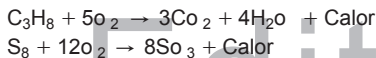
- **Reacciones de neutralización**
- **Reacciones de corrosión de metales**
- **Reacciones de combustión.** Es una reacción exotérmica que se origina al reaccionar un combustible con el oxígeno, se caracteriza por ser rápida y existe emisión de luz y calor. Se denomina combustible a todo aquello capaz de arder. El que produce la combustión es conocido como comburente, que generalmente es el oxígeno.

Si la combustión se desarrolla con suficiente cantidad de oxígeno, se dice que la combustión es completa.

tión es completa y genera una llama azul no luminosa.

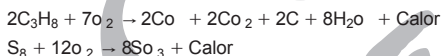
La combustión completa de sustancias orgánicas produce CO_2 y agua.

Ejemplos:



Si la combustión se desarrolla con poca cantidad de oxígeno, se dice que la combustión es incompleta y genera una llama amarilla luminosa.

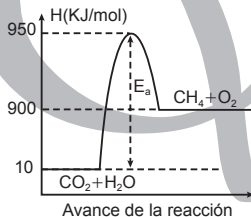
Ejemplos:



La segunda reacción es incompleta puesto que el azufre no actúa con el mayor número de oxidación.

2. **Reacción endotérmica ($\Delta H > 0$).** Es aquella reacción en donde se absorbe energía en forma de calor.

Gráficamente



Energía de activación:

$$E_a = 950 - 10 = 940 \text{ kJ/mol}$$

Complejo activado:

$$CA = 950 \text{ kJ/mol}$$

Algunas reacciones endotérmicas son:

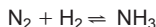
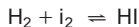
- **Reacciones de descomposición**
- **Reacciones de sustitución simple.**

III. Por el grado de reversibilidad

1. **Reacciones reversibles.** Son aquellas que se realizan en dos sentidos. Se caracterizan

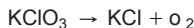
por tener doble flecha. Se estudian con detenimiento en el equilibrio químico.

Ejemplos:



2. **Reacciones irreversibles.** Son aquellas que se realizan en un solo sentido. Se caracterizan por tener simple flecha

Ejemplos:



IV. Por la variación del estado de oxidación

1. **Reacciones redox.** Son aquellos procesos en los que se verifica una ganancia y pérdida de electrones simultáneamente por lo que hay cambios en los números de oxidación.

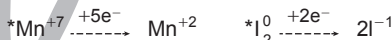
Oxidación. Es el fenómeno químico por el cual el número de oxidación aumenta por pérdida de electrones.

Ejemplos:



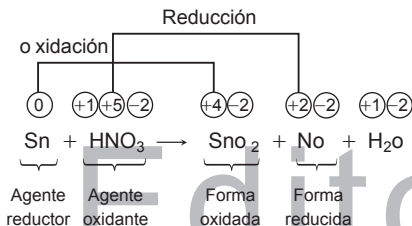
Reducción. Es el fenómeno químico por el cual el número de oxidación disminuye por ganancia de electrones.

Ejemplos:

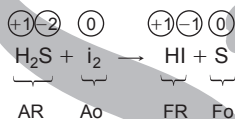


Nota:

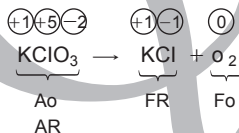
- Se denomina **agente oxidante** a la sustancia que contiene al elemento que se reduce
- Se denomina **agente reductor** a la sustancia que contiene al elemento que se oxida.

Ejemplo:**TIPOS DE REACCIONES REDOX**

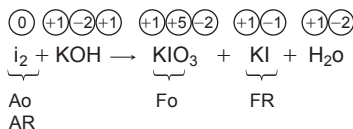
- a) **Redox intermolecular.** Cuando el elemento que se oxida y se reduce está en especies químicas diferentes.



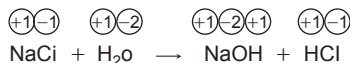
- b) **Redox intramolecular.** Cuando en una misma especie química se encuentra el elemento que se oxida y se reduce (pero en elementos diferentes).



- c) **Dismutación, desproporción o autoredox.** Cuando un mismo elemento se oxida y se reduce a la vez.

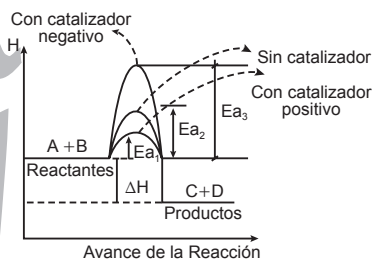


2. **Reacciones no redox.** Son aquellas reacciones en donde ningún elemento cambia su número de oxidación.

**REACCIONES CATALÍTICAS**

Son aquellas reacciones que se realizan en presencia de un catalizador. Un catalizador es una sustancia que altera la velocidad de una reacción química sin sufrir en sí ningún cambio químico. Las enzimas que se encuentran entre los catalizadores más importantes, tienen una función esencial en los organismos vivos donde aceleran reacciones que de otra forma requerirían temperaturas que podrían destruir la mayoría de la materia orgánica.

Si el catalizador acelera la velocidad de la reacción disminuyendo la energía de activación se dice que es positivo o catalizador y si la retarda aumentando la energía de activación se dice que el catalizador es negativo o inhibidor.

**Características de los catalizadores**

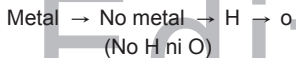
- El catalizador no se consume, en el curso de la reacción su cantidad permanece invariable.
- Un catalizador no se transforma químicamente en el curso de una reacción, aunque puede sufrir cambios físicos y puede perder actividad.
- Una cantidad minúscula de catalizador cambia considerablemente la velocidad de una reacción.
- La acción de un catalizador es específica, no obstante hay algunos que se utilizan en muchas reacciones.
- Los catalizadores modifican la energía de activación.

BALANCE DE ECUACIONES QUÍMICAS

Es el proceso que consiste en igualar el número de átomos de cada elemento químico en ambos lados de la ecuación química, sirve para hacer cumplir la ley fundamental de las reacciones químicas que es la ley de conservación de la masa.

Métodos para balancear ecuaciones químicas

1. **Método del tanteo.** Se le llama también método de simple inspección y consiste en tantear coeficientes hasta que la ecuación quede balanceada. Se recomienda el siguiente orden de balance:

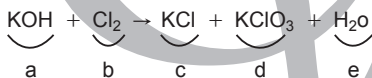
**Ejemplos:**

- $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Ca} \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2$
Balanceamos el calcio:
- $\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2$
Balanceamos el fósforo:
- $2\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2$
Balanceamos el hidrógeno finalmente:
- $2\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{H}_2$

2. **Método de coeficientes indeterminados.** Se le llama también método algebraico y se basa en el planteo de ecuaciones algebraicas.

Ejemplo:

Balancear la siguiente ecuación:



- K : $a = c + d$ (1)
 o : $a = 3d + e$ (2)
 H : $a = 2e$ (3)
 Cl : $2b = c + d$ (4)

Se escoge la ecuación más simple y se le asigna un valor numérico a una letra; es aconsejable dar el valor de uno:

En (3): $e = 1 \Rightarrow a = 2$

En (2): $d = 1/3$

En (1): $c = 5/3$

En (4): $b = 1$

Multiplicando los valores hallados por 3 con el fin de que sean enteros se tiene

$a = 6; b = 3; c = 5; d = 1; e = 3$

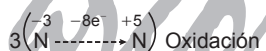
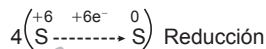
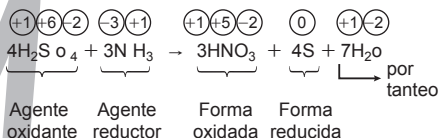
Finalmente la ecuación quedará:



3. **Método de oxidación - reducción (redox).** Se aplican a ecuaciones que no son tan simples, donde se presentan simultáneamente los fenómenos de reducción y oxidación.

Para balancear ecuaciones por este método se siguen los siguientes pasos:

- Se colocan los números de oxidación de cada átomo.
- Se ubican a aquellos elementos que cambian de carga y se realiza con ellos un balance electrónico reemplazándose los coeficientes obtenidos en la ecuación original.
- Se termina de balancear por tanteo.

Ejemplo:

N.º e⁻ transferencia = 24

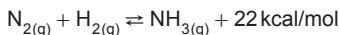
4. **Método de ion-electrón.** Se utiliza para balancear ecuaciones iónicas. El balance depende del medio donde se realice la reacción (medio ácido o medio básico).

Medio ácido. Por cada átomo de oxígeno en exceso se agrega una molécula de agua en el otro miembro y se completa la ecuación agregando iones hidrógeno donde sea necesario.

Medio básico. Por cada átomo de oxígeno en exceso se agrega una molécula de agua en el mismo miembro y en el otro el doble de iones hidróxido. El exceso de hidrógenos se anula agregando la misma cantidad de iones hidróxido y de agua.

EJERCICIOS RESUELTOS

1. ¿Qué tipo de ecuación es?



Resolución:

De la reacción se observa que:

$$\Delta H = -22 \text{ kcal/mol}$$

Entonces podemos decir que es de combustión exotérmica.

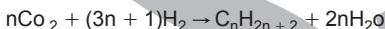
2. Si la suma de todos los coeficientes que balancean la siguiente reacción es 26:



¿Qué valor tiene n?

Resolución:

Balanceando en función de n:



Entonces:

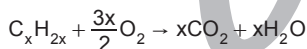
$$n + 3n + 1 + 1 + 2n = 26 \Rightarrow 6n = 24$$

$$\Rightarrow n = 4$$

3. Hallar el coeficiente del dióxido de carbono en la combustión completa de un hidrocarburo de tipo C_xH_{2x} .

Resolución:

Haciendo la reacción de combustión y balanceando:



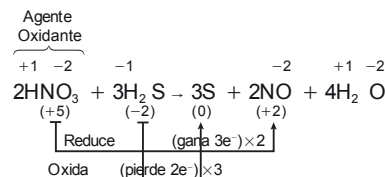
∴ Rpta.: x

4. Sea: $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} + \text{No} + \text{H}_2\text{O}$

Hallar el coeficiente del agente oxidante

Resolución:

Haciendo el balance Redox:



∴ Rpta.: 2

5. Si en la siguiente reacción química después de balancear se observa que la suma de sus coeficientes es igual a 6. ¿Cuál es el valor de x



Resolución:

De la ecuación; balanceando en función de x:



$$\text{Entonces: } 1 + x + 2 = 6 \Rightarrow x = 3$$

EJERCICIOS PROPUESTOS

1. Señale la alternativa que no corresponde a una reacción química:

- Se forman nuevos enlaces.
- La ebullición del agua no es una reacción química.
- En el proceso se forman nuevas sustancias químicas.
- Las sustancias originales sufren cambios solo en sus propiedades físicas.
- Cambio de color en las sustancias.

2. ¿Cuál de las siguientes reacciones no es de síntesis?

- $\text{H}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(l)}$
- $\text{Co}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{H}_2\text{Co}_{3(ac)}$
- $\text{Cl}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{Cl}_2\text{O}_{(g)}$
- $\text{KNO}_3 + \text{Li} \rightarrow \text{K} + \text{LiNO}_3$
- $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$

3. Una de las siguientes reacciones no es de doble sustitución:

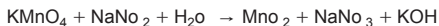
- $\text{AgNO}_3 + \text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \text{Ag}_2\text{CrO}_4 + \text{KNO}_3$
- $\text{Na}_2\text{S} + \text{FeNO}_3 \rightarrow \text{FeS} + \text{NaNO}_3$
- $\text{Mg} + \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4 + \text{HCl}$
- $\text{KI} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{PbI}_2 + \text{KNO}_3$

4. indicar la reacción que es endotérmica:

- $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$
- $\text{CuO} \rightarrow \text{Cu} + \text{O}_2$
- $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$
- $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

5. indicar verdadero (V) o falso (F) según corresponda a las reacciones químicas.
- Los átomos que participan mantienen su identidad.
 - Son fenómenos que permiten la transformación de las sustancias.
 - Toda reacción va asociada a cambios de energía en alguna de sus manifestaciones.
- a) VVV b) FVV c) VVF
d) VFF e) FFF
6. Al reaccionar el cloruro de plata y el ácido nítrico indique los productos.
- a) Ag_2O y HClO_4 b) AgNO_2 y HClO
c) AgNO_3 y HClO d) AgNO_3 y HCl
e) Ag_2O y HCl
7. indique los fenómenos químicos que son redox:
- Corrosión de metales por ácido.
 - Neutralización.
 - Combustión.
- a) i, iii b) i, ii c) ii, iii
d) i, ii y iii e) iii
8. Hallar el valor de la ecuación (a + c).
- $$a\text{K} + b\text{H}_2\text{O} \rightarrow c\text{KOH} + d\text{H}_2$$
- a) 3 b) 4 c) 5
d) 6 e) 7
9. indicar la relación incorrecta:
- $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$: Adición
 - $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$: Descomposición
 - $\text{C}_3\text{H}_8 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$: Combustión completa.
 - $\text{H}_2 + \text{AgCl} \rightarrow \text{Ag} + \text{HCl}$: Desplazamiento simple
 - $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$: Metátesis
10. Balancear la siguiente ecuación e indique la sumatoria de sus coeficientes
- $$\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{NO}$$
- a) 17 b) 19 c) 18
d) 16 e) 12
11. Luego de hacer reaccionar sulfuro de potasio acuoso y sulfato de hierro (iii) acuoso, ¿cuál es el precipitado que se forma?
- a) K_2SO_4 b) Fe_2C_3 c) $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_3$
d) FeS_2 e) Fe_2S_3
12. Luego de balancear por el método del tanteo indique la ecuación que represente mayor coeficiente con relación al CO y C_2 .
- $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$
 - $\text{MnO}_2 + \text{CO} \rightarrow \text{Mn} + \text{CO}_2$
 - $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{CO} \rightarrow \text{P} + \text{CO}_2$
- a) ii b) iii c) ii; iii
d) i e) i; ii
13. Balancear la siguiente ecuación e indicar el número de electrones transferidos:
- $$\text{Cl}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2 + \text{HClO}_4$$
- a) 5 b) 7 c) 12
d) 14 e) 1
14. Balancear la siguiente ecuación e indicar la relación molar:
- | |
|------------------------|
| <u>Agente reductor</u> |
| <u>Agente oxidante</u> |
- $$\text{HNO}_3 + \text{HMnO}_4 + \text{KHSO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8 + \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$$
- a) 2 b) 4 c) 1/2
d) 5 e) 10
15. En la siguiente reacción redox:
- $$\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
- Hallar la suma total de coeficientes
- a) 20 b) 26 c) 10
d) 30 e) 35
16. Señale la afirmación correcta respecto a la ecuación:
- $$\text{Fe}^{+2} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{Cl}^- + \text{Fe}^{+3}$$
- El gas cloro pierde electrones.
 - El Fe^{+2} es el agente oxidante.
 - El gas cloro es el agente reductor.
 - El Fe^{+2} gana electrones.
 - El gas cloro es el agente oxidante.

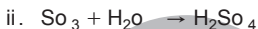
17. Luego de balancear la siguiente ecuación:



Hallar la suma de coeficiente del agente oxidante y agente reductor.

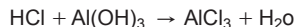
- a) 13 b) 10 c) 6
d) 5 e) 2

18. De las siguiente reacciones químicas, ¿cuántas se consideran de oxidación y reducción?



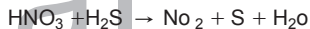
- a) i, iii b) ii, iii c) i, iv
d) iii, iv e) ii, iii, iv

19. En la siguiente ecuación la suma de los coeficientes de los productos en la ecuación balanceada es:



- a) 3 b) 4 c) 5 d) 6 e) 7

20. Hallar la suma de los coeficientes estequiométricos de la siguiente ecuación balanceada.



- a) 14 b) 12 c) 8
d) 10 e) 15

CLAVES

- | | | | | |
|------|------|-------|-------|-------|
| 1. d | 5. a | 9. c | 13. d | 17. d |
| 2. d | 6. d | 10. b | 14. d | 18. d |
| 3. c | 7. e | 11. e | 15. e | 19. b |
| 4. c | 8. b | 12. b | 16. e | 20. c |

UNIDADES QUÍMICAS DE MASA

COMPOSICIÓN CENTESIMAL - DETERMINACIÓN DE FÓRMULAS

UNIDADES QUÍMICAS DE MASA

Los cálculos químicos están relacionados con las masas de los átomos, moléculas, iones, etc., estas partículas son extremadamente pequeñas y por lo tanto sus masas también.

Cuando las masas de estas partículas se expresan, por ejemplo, en gramos, kilogramos, resultan cantidades muy engorrosas de operar matemáticamente. Por este motivo, hubo la necesidad de crear unidades de masa para estas entidades tan pequeñas, es así que se crea la **unidad de masa atómica**.

UNIDAD DE MASA ATÓMICA (u)

Esta unidad se define tomando como base la masa del isótopo más abundante del carbono, es decir, el carbono $-12({}^{12}_6\text{C})$, para esto se consideró arbitrariamente la siguiente equivalencia:

Una unidad de masa atómica equivale a la doceava parte de la masa del isótopo del carbono -12 .

$$1\text{u} <> \frac{1}{12} \text{ de la masa del } {}^{12}_6\text{C} = 1,66 \times 10^{-27} \text{ kg} = 1,66 \times 10^{-24} \text{ g}$$

Entonces, al expresar la masa de los átomos de un elemento en esta nueva unidad, resulta una masa que es llamada masa atómica relativa.

Masa o Peso atómico relativo (PA). Viene a ser la masa relativa de un átomo de un elemento cuando esta se expresa en unidades de masa atómica y representa las veces que la masa de un átomo contiene a la unidad de masa atómica, es decir:

$$\text{PA} = \text{Peso de un átomo en (u)}$$

Ejemplo:

Si la masa de un átomo de plata (Ag-109) es $1,8079 \times 10^{-25} \text{ kg}$, ¿cuál será su masa atómica relativa?

Resolución:

Pasamos la masa del átomo de plata a la unidad de masa atómica, entonces:

$$1,8079 \times 10^{-25} \text{ kg} \left(\frac{1\text{u}}{1,66 \times 10^{-27} \text{ kg}} \right) = 108,91 \text{ u}$$

Luego:

La masa atómica relativa de la Ag-109 es 108,91 u.

Para realizar los cálculos químicos, donde están involucrados átomos, moléculas, etc., debemos tener una masa que represente a cualesquiera de los isótopos de un elemento. Por este motivo se define esta masa como **masa atómica promedio**.

Principales pesos atómicos promedio

Elemento	Masa o Peso atómico	Elemento	Masa o Peso atómico
H	1 u	Al	27 u
Na	23 u	C	12 u
K	39 u	N	14 u
Mg	24 u	P	31 u
Ca	40 u	O	16 u
Fe	56 u	S	32 u
Ag	108 u	Ci	35,5 u
Mn	55 u	Zn	65 u
Br	80 u	F	19 u

Masa o peso molecular (\bar{M}). Se determina sumando las masas atómicas de los elementos que forman un compuesto covalente (estructurado en moléculas), multiplicando cada uno por su respectivo subíndice.

Ejemplos:

$$1. \quad \text{H}_2\text{O} \Rightarrow \bar{M} = (1)2 + (16)1 = 18 \text{ u}$$

$\begin{array}{cc} \downarrow & \downarrow \\ 1 & 16 \end{array}$

$$2. \quad \text{H}_2\text{SO}_4 \Rightarrow \bar{M} = (1)2 + (32)1 + (16)4 = 98 \text{ u}$$

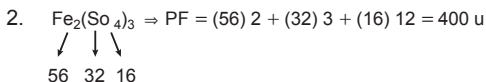
$\begin{array}{ccc} \downarrow & \downarrow & \downarrow \\ 1 & 32 & 16 \end{array}$

Masa o peso fórmula (PF). Se determina sumando las masas atómicas de los elementos que forman a un compuesto iónico (estructurado en unidades fórmulas), multiplicado cada uno por su respectivo subíndice.

Ejemplo:

$$1. \quad \text{CaCO}_3 \Rightarrow \text{PF} = (40)1 + (12)1 + (16)3 = 100 \text{ u}$$

$\begin{array}{ccc} \downarrow & \downarrow & \downarrow \\ 40 & 12 & 16 \end{array}$



Observación:

Por facilidad en lo sucesivo se tomará el peso fórmula como peso molecular.

También se puede decir que el peso molecular es el peso de una molécula de un compuesto expresada en unidades (u).

Ejemplo:

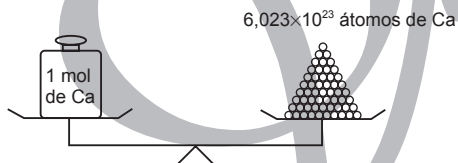
$\bar{M}(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ u} \Rightarrow 1$ molécula de agua tiene un peso de 18 u

CONCEPTO DE MOL

Es una unidad del Sistema internacional de Unidades que se utiliza para indicar la cantidad de sustancia. En un mol existen $6,023 \times 10^{23}$ unidades. Este número es conocido con el nombre de número de Avogadro (N_A).

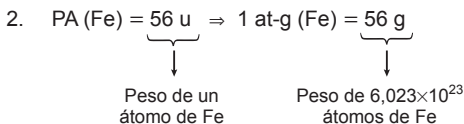
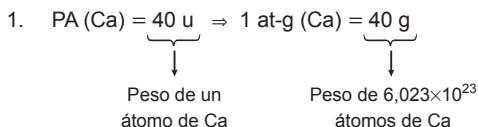
Ejemplo:

Para el elemento calcio (Ca) tendremos:



Átomo gramo (at-g). Un átomo gramo de un elemento tiene un peso que equivale al peso de un mol de átomos del elemento o a su peso atómico expresada en gramos.

Ejemplos:

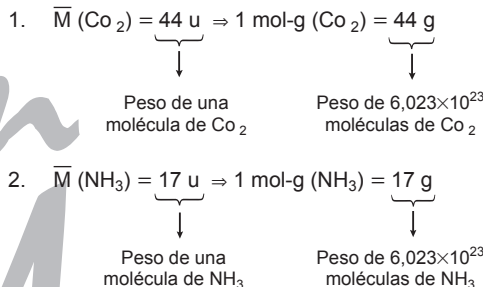


La cantidad de moles de átomos o el número de átomos gramos se puede determinar con la siguiente fórmula:

$$N.^\circ \text{ at-g}(\text{E}) = \frac{\text{Peso del E}}{\text{PA}(\text{E})} = \frac{N.^\circ \text{ de átomos}}{N.^\circ}$$

Molécula gramo (mol-g). Una molécula gramo de un compuesto tiene un peso que equivale al peso de un mol de moléculas del compuesto o a su peso molecular expresado en gramos.

Ejemplos:



El número de moles o número de moléculas gramo (se representan con n), se calcula de la siguiente forma:

$$n = \frac{\text{Peso del compuesto}}{\bar{M}} = \frac{\text{Número de moléculas}}{N_A}$$

Observación:

Cuando se considera 1 mol-g de un compuesto los subíndices de los elementos que forman al compuesto indican la cantidad de moles de átomos o cantidad de átomos gramos que hay de cada elemento.

Ejemplo:

Si se tiene 1 mol-g de H_3PO_4 , entonces se cumple:

	H_3	P	o_4	Total
N.º de átomos	$3 N_A$	$1 N_A$	$4 N_A$	$8 N_A$
Masa	3g	31g	64 g	98 g
N.º de moles	3	1	4	8
N.º de at-g	3	1	4	8

Condiciones normales (CN). Son condiciones especiales de presión y temperatura a las cuales se encuentra sometida una determinada muestra. A condiciones normales se cumplen los siguientes valores:

$$\begin{aligned} \text{Presión (P)} &= 1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 101,3 \text{ kPa} \\ \text{Temperatura (T)} &= 0^\circ \text{C} = 273 \text{ K} \end{aligned}$$

Volumen molar normal (Vm). Un mol-g de un gas que se encuentra en condiciones normales ocupará un volumen de 22,4 litros.

$$V_m = 22,4 \text{ L/mol-g}$$

Ejemplos:

1 mol-g de O_2 a CN $< >$ 22,4 L de O_2

5 mol-g de CO_2 a CN $< >$ 5 (22,4 L) $< >$ 112 L de CO_2

El número de mol-g de un gas, sometido a CN, puede ser calculado de la siguiente manera:

$$n_{\text{gas}} = \frac{\text{Volumen del gas}}{V_m}$$

EJERCICIOS RESUELTOS

1. Si se consumieron $2,4092 \times 10^{25}$ átomos de oxígeno solo en la formación del dióxido de manganeso, ¿cuántos kg de este compuesto se formaron? PA (Mn) = 55

Resolución:

Dióxido de manganeso $\Rightarrow \text{MnO}_2$

$$\overline{M} = 55 + 2(16) = 87 \text{ u}; 1 \text{ mol-g } \text{MnO}_2 = 87 \text{ g}$$

$$87 \text{ g} \rightarrow 2 \text{ at-g o } \rightarrow (2,4092 \times 10^{23} \text{ átomos})$$

$$m_{\text{MnO}_2} \rightarrow 2,4092 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

$$m_{\text{MnO}_2} = 1740 \text{ g} = 1,74 \text{ kg}$$

2. ¿Cuántos at-g de oxígeno contiene 20 g de CaCO_3 ? PA(Ca) = 40; PA(C) = 12; PA(O) = 16

Resolución:

$$1 \text{ mol-g } \text{CaCO}_3 \rightarrow 3 \text{ at-g O}$$

$$100 \text{ g de } \text{CaCO}_3$$

$$20 \text{ g } \text{CaCO}_3 \rightarrow x$$

$$\Rightarrow x = \left(\frac{20}{100} \right) \times 3 = 0,6 \text{ at-g O}$$

3. El número de moléculas en 4 g de CH_4 es:

Resolución:

$$\overline{M}(\text{CH}_4) = 12 + 4(1) = 16 \text{ u} \Rightarrow 1 \text{ mol-g } \text{CH}_4 = 16 \text{ g}$$

$$16 \text{ g} \rightarrow 6,023 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$4 \text{ g} \rightarrow x$$

$$\Rightarrow x = \left(\frac{4}{16} \right) \times 6,023 \times 10^{23}$$

$$x = 1,50575 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

4. ¿Cuántos at-g de fósforo existen en 15 moles de fosforita $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$? PA(P) = 31; PA(Ca) = 40

Resolución:

$$1 \text{ mol } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow 2 \text{ at-g P}$$

$$15 \text{ mol } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow x$$

$$\Rightarrow x = \frac{15}{1} \times 2 = 30 \text{ at-g P}$$

5. ¿Cuántos at-g de Ca existen en 224 g de calcio? PA(Ca) = 40

Resolución:

$$1 \text{ at-g Ca} \rightarrow 40 \text{ g}$$

$$x \rightarrow 224 \text{ g}$$

$$\Rightarrow \frac{224}{40} \times 1 \therefore x = 5,6 \text{ at-g Ca}$$

6. ¿Qué peso de plata tendrá una muestra impura de 600 g de AgCl que contiene 40% de éste compuesto? PA(Ag) = 108; PA(Cl) = 35,5

Resolución:

$$\bar{M}(\text{AgCl}) = 108 + 35,5 = 143,5 \text{ u}$$

$$143,5 \text{ g AgCl} \longrightarrow 108 \text{ g Ag}$$

$$40\% (600 \text{ g AgCl}) \longrightarrow m_{\text{Ag}}$$

$$\Rightarrow m_{\text{Ag}} = \frac{240}{143,5} \times 108 = 180,62 \text{ g}$$

COMPOSICIÓN CENTESIMAL - DETERMINACIÓN DE FÓRMULAS

Análisis cuantitativo de una fórmula química.

Nos indica la relación existente entre las cantidades que presentan los elementos con las cantidades de sus compuestos al cual constituyen.

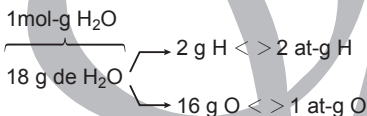
Ejemplos:

1. De:

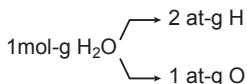
Recordando:



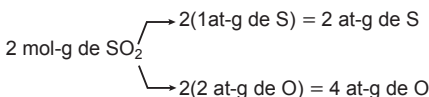
Entonces:



Se concluye:



2. En forma similar, se tiene:



Observación:

Los subíndices que presentan los elementos en las fórmulas químicas de los compuestos nos indican sus cantidades de átomos gramos por cada molécula gramo (mol-g) o fórmula gramo de dichos compuestos.

COMPOSICIÓN CENTESIMAL (CC)

La composición centesimal de un elemento es el porcentaje que tiene su peso en todo el peso del compuesto. Para poder determinar la composición centesimal de un elemento se debe conocer la fórmula química del compuesto y tener presente que la composición centesimal debe ser la misma independiente del peso de la muestra que se tome del compuesto, es decir, es una propiedad intensiva.

Ejemplo:

Determinar la composición centesimal para el dióxido de carbono.

$$\begin{array}{l} \text{CO}_2 \left\{ \begin{array}{l} 2\text{PA}(\text{O}) = 32 \\ \bar{M}_{\text{CO}_2} = 44 \\ \text{PA}(\text{C}) = 12 \end{array} \right. \end{array} \quad \left\{ \begin{array}{l} \% \text{C} = \frac{\text{PA}(\text{C})}{\bar{M}_{\text{CO}_2}} \times 100\% \\ \% \text{O} = \frac{2\text{PA}(\text{O})}{\bar{M}_{\text{CO}_2}} \times 100\% \end{array} \right.$$

Entonces:

$$\text{CC}(\text{C}) = \frac{12}{44} \times 100\% = 27,27\%$$

$$\text{CC}(\text{O}) = \frac{32}{44} \times 100\% = 72,73\%$$

FÓRMULA EMPÍRICA (FE)

Se le conoce también como la fórmula mínima debido a que nos indica la mínima proporción existente entre los átomos de los elementos que forman un compuesto y comúnmente se halla a partir de la composición centesimal.

Ejemplos:

- Para el benceno:

Formula empírica	Fórmula molecular
CH	C ₆ H ₆

- Para la glucosa:

Formula empírica	Fórmula molecular
CH ₂ O	C ₆ H ₁₂ O ₆

- Para el monóxido de carbono:

Fórmula empírica	Fórmula molecular
Co	Co

Para determinar la fórmula empírica se debe tener en cuenta los siguientes pasos:

Paso 1: Se debe obtener el número de átomos gramo de cada elemento en el compuesto, para lo cual se empleará la composición centesimal o el peso del elemento en dicho compuesto y se debe recordar:

$$N.^{\circ} \text{at-g} = \frac{\text{Peso del elemento}}{PA}$$

Paso 2: Para obtener la proporción entre los números de átomos gramos obtenidos se debe dividir a todos ellos con el menor valor obtenido.

Paso 3: Si los valores obtenidos, después de realizar el paso anterior, no son números enteros se debe multiplicar a todos ellos por un mismo valor tal que se logre obtener los menores números enteros posibles.

Ejemplo:

El análisis de una sal indica que contiene 56,58% de potasio, 8,68% de carbono y 34,73% de oxígeno. Determinar la fórmula empírica de dicha sal.

Sea la fórmula: $\text{FE: K}_x\text{C}_y\text{O}_z$

Paso 1: cálculo del $N.^{\circ}$ de átomos-gramo

$$N.^{\circ}\text{at-g(K)} = x = \frac{56,58}{39} = 1,45$$

$$N.^{\circ}\text{at-g(C)} = y = \frac{8,68}{12} = 0,72$$

$$N.^{\circ}\text{at-g(O)} = z = \frac{34,73}{16} = 2,17$$

Paso 2: dividiendo por el menor valor obtenido

$$x = \frac{1,45}{0,72} = 2; \quad y = \frac{0,72}{0,72} = 1$$

$$z = \frac{2,17}{0,72} = 3 \Rightarrow \text{FE: K}_2\text{Co}_3$$

FÓRMULA MOLECULAR (FM)

Es la fórmula real o verdadera, que indica el número exacto de átomos de cada elemento presentes en una molécula de un compuesto. No es raro que la fórmula molecular sea la misma que la fórmula empírica. Si la fórmula molecular no es la misma, será un múltiplo de la fórmula empírica.

Entonces: $\text{FM} = (\text{FE})_K$

Donde: $K = \frac{\overline{M}_{\text{FM}}}{\overline{M}_{\text{FE}}}$

Ejemplo:

El propeno es un hidrocarburo que tiene un peso molecular igual a 42 y presenta la siguiente composición centesimal: C = 85,7% ; H = 14,3%

Sea la fórmula: $\text{FE: C}_x\text{H}_y$

Paso 1: $N.^{\circ}\text{at-g(C)} = x = \frac{85,7}{12} = 7,15$

$$N.^{\circ}\text{at-g(H)} = y = \frac{14,3}{1} = 14,3$$

Paso 2: $x = \frac{7,15}{7,15} = 1$

$$y = \frac{14,3}{7,15} = 2 \Rightarrow \text{FE: CH}_2; \quad \overline{M}_{\text{FE}} = 14$$

Cálculo de la fórmula molecular: $\text{FM} = (\text{FE})_K$

donde: $K = \frac{42}{14} = 3 \Rightarrow \text{FM} = (\text{CH}_2)_3 = \text{C}_3\text{H}_6$

$\therefore \text{FM: C}_3\text{H}_6$

EJERCICIOS RESUELTOS

- ¿Cuántos gramos de un compuesto que contiene 52,17% de carbono deben quemarse para obtener 6,25 g de dióxido de carbono?

Resolución:

Hallando la masa de carbono presente en el Co_2 :

$$\overline{M}(\text{Co}_2) = 12 + 2(16) = 44$$



$$\Rightarrow m_{\text{C}} = \frac{12}{44} \times 6,25 = 1,70 \text{ g}$$

Entonces de los datos:

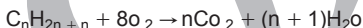


$$\Rightarrow m_{\text{Compuesto}} = \frac{100}{52,17} \times 1,70 = 3,267 \text{ g}$$

2. El hidrocarburo saturado $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ arde con un número de moles de oxígeno, ocho veces mayor que el suyo. El porcentaje de masa de hidrógeno que contiene el hidrocarburo en mención será: Pesos atómicos: C = 12; H = 1

Resolución:

Haciendo la reacción de combustión y balanceando:



$$\text{Entonces: } 16 = 2n + n + 1 \quad \therefore n = 5$$

Para el hidrocarburo: C_5H_{12}

$$\Rightarrow \overline{M}(\text{C}_5\text{H}_{12}) = 5(12) + 12(1) = 72$$



$$\Rightarrow x = \frac{12}{72} \times 100\% \quad \therefore x = 16,6\%$$

3. Hallar la FE de un hidrocarburo que al ser quemado con oxígeno produce 16,92 g de Co_2 y 3,465 g de H_2o .

Resolución:

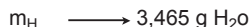
Hallando las masas de C y H que había en el hidrocarburo:

$$\bullet \quad \overline{M}(\text{Co}_2) = 12 + 2(16) = 44$$



$$\Rightarrow m_{\text{C}} = \frac{12}{44} \times 16,92 \quad \therefore m_{\text{C}} = 4,615 \text{ g}$$

$$\bullet \quad \overline{M}(\text{H}_2\text{o}) = 2(1) + 16 = 18$$



$$\Rightarrow m_{\text{H}} = \frac{2}{18} \times 3,465 \quad \therefore m_{\text{H}} = 0,385 \text{ g}$$

Determinando la FE:

$$\text{N.}^\circ \text{ at-g C} = \frac{4,615}{12} = \frac{0,385}{0,385} = 1$$

$$\text{N.}^\circ \text{ at-g H} = \frac{0,385}{1} = \frac{0,385}{0,385} = 1$$

La fórmula es $\boxed{\text{CH}}$

EJERCICIOS PROPUESTOS

- ¿Cuántos átomos hay en 5 g de oxígeno?
a) $18,8 \times 10^{23}$ b) 188×10^{23}
c) $1,88 \times 10^{22}$ d) $1,88 \times 10^{24}$
e) $1,88 \times 10^{23}$
- ¿Cuántos at-g de mercurio hay en una botella que contiene 1 000 g de mercurio?
 $\text{PA}(\text{Hg}) = 200,5$
a) 3,97 b) 4,97 c) 5,47
d) 6,39 e) 3,56
- Se sabe que un frasco contiene 2,5 at-g de azufre. ¿Cuántos gramos de azufre contiene el frasco?
a) 32 b) 64 c) 84
d) 90 e) 80
- ¿Cuántos moles de ácido sulfúrico habrá en 250 ml de una solución de ácido concentrado al 95% en volumen, de densidad 1,84 g/ml?
Pesos atómicos: S = 32; o = 16; H = 1
a) 4,46 b) 7,25 c) 6,23
d) 5,17 e) 25,0
- ¿Cuántos átomos hay en 1 cm^3 de plomo, de densidad 11,3 g/ cm^3 ?

PA(Pb) 206

 N_A : Número de Avogadro

- a) $5,45 \times 10^{-2} N_A$ b) $3,28 \times 10^{23} N_A$
 c) $207 N_A$ d) $5,45 N_A$
 e) $0,545 N_A$
6. ¿Cuántos gramos de iones Mg^{+2} y iones S^{-2} hay en 3,25 moles de MgS ?
- a) igual cantidad b) 78 y 104
 c) 39 y 52 d) 50 y 180
 e) 80 y 112
7. Una mezcla contiene 0,25 at-g de oxígeno y 1,25 at-g de azufre. ¿Cuál es el peso de la mezcla?
- a) 22 b) 42 c) 48
 d) 44 e) 64
8. Se ha descubierto $3,75 \times 10^{19}$ átomos de un elemento de masa 2,5 mg. Determinar el peso atómico del elemento.
- a) 25 b) 37,5 c) 40
 d) 42,5 e) 48
9. Determine el peso de aluminio que contiene el mismo número de átomos que 6,35 kg de cobre. PA(Cu) = 63,5
- a) 2,35 kg b) 2,70 kg
 c) 5,00 kg d) 6,35 kg
 e) 8,00 kg
10. Determine el peso en gramos de un millón de átomos de carbono.
- a) 2×10^{-12} g b) 3×10^{-15} g
 c) 2×10^{-17} g d) 6×10^{-19} g
 e) 4×10^{-22} g
11. Determine el peso en gramos de 4×10^{22} átomos de potasio. PA(K): 39
- a) 1,3 b) 2,6 c) 3,9
 d) 4,2 e) 5,2
12. Determine el número de moléculas gramo contenidos en 880 gramos de anhídrido carbónico Co_2 .
- a) 12 b) 20 c) 24
 d) 30 e) 40
13. Determine el peso de anhídrido carbónico (Co_2) que contiene el mismo número de moléculas que 352 gramos de anhídrido sulfuroso (So_2).
- Pesos atómicos: C = 12, S = 32; o = 16
- a) 352 g b) 320 g c) 280 g
 d) 242 g e) 176 g
14. Se tiene 2 kg de óxido de aluminio (Al_2O_3) al 86,7% de pureza. Determine el peso de aluminio puro que se puede obtener a partir de dicha muestra.
- a) 270 g b) 540 g c) 722 g
 d) 918 g e) 1 058 g
15. Determinar el valor de x si el peso molecular del compuesto $Cu_3(Po_4)_x$ es 380,5. Pesos atómicos: Cu = 63,5; P = 31; o = 16.
- a) 1 b) 2 c) 3
 d) 4 e) 5
- 16.Cuál de las siguientes masas contiene mayor número de átomos.
- a) 780 g de platino (Pt: 195)
 b) 260 g de cromo (Cr: 52)
 c) 591 g de oro (Au: 197)
 d) 414 g de plomo (Pb: 207)
 e) 595 g de uranio (U: 238)
17. Determine la masa de carbono que está contenido en 18 kilogramos de carbonato de calcio, $CaCo_3$. PA(Ca = 40; C = 12; o = 16)
- a) 1,8 kg b) 2,16 kg c) 8,0 kg
 d) 9,42 kg e) 12,0 kg
18. Determine el número de átomos de fósforo contenido en 2,79 kg de fosfato de calcio $Ca_3(Po_4)_2$
- N_A : Número de Avogadro
 PA(Ca = 40; P = 31; o = 16)
- a) $3 N_A$ b) $4,5 N_A$ c) $9 N_A$
 d) $13,5 N_A$ e) $18 N_A$
19. Se tiene un kilogramo de una muestra de ácido sulfúrico H_2So_4 que tiene el 2% de impu-

rezas. Determinar el número de moléculas de ácido en la muestra. N_A : Número de Avogadro

a) 1 N_A
d) 13 N_A

b) 2 N_A
e) 20 N_A

c) 5 N_A

a) 19,83
d) 12,00

b) 20,67
e) 16,05

c) 17,56

20. ¿Cuántas veces más pesado es un átomo de uranio que un átomo de carbono 12?

PA(U) = 238

CLAVES

- | | | | | |
|------|------|-------|-------|-------|
| 1. e | 5. a | 9. b | 13. d | 17. b |
| 2. b | 6. b | 10. c | 14. d | 18. e |
| 3. e | 7. d | 11. b | 15. b | 19. d |
| 4. a | 8. c | 12. b | 16. b | 20. a |

Editorial

San Marcos

ESTEQUIOMETRÍA

La estequiometría se encarga del estudio de las relaciones cuantitativas entre las sustancias que intervienen en una reacción química.

Para realizar cualquier cálculo estequiométrico la ecuación química deberá estar correctamente balanceada.

La estequiometría, para su análisis, se fundamenta en las siguientes leyes:

LEYES PONDERALES

Estas leyes analizan las relaciones entre las masas o mol-g de las sustancias que intervienen en una ecuación química. Estas leyes son:

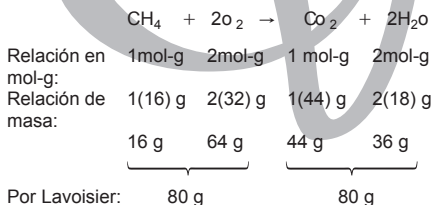
- 1. Ley de la conservación de la masa (Lavoisier).** La ley establece que La masa no se crea ni se destruye, sólo se transforma, aplicando este criterio a una ecuación química balanceada se observará que la suma de las masas de los reactivos es igual a la suma de las masas de los productos.

Ejemplo

Sea la reacción balanceada.

Datos: $\overline{M}(\text{CH}_4) = 16$; $\overline{M}(\text{O}_2) = 32$

$\overline{M}(\text{CO}_2) = 44$; $\overline{M}(\text{H}_2\text{O}) = 18$



Se cumple:

$$\Sigma \text{ masas reactantes} = \Sigma \text{ masas productos}$$

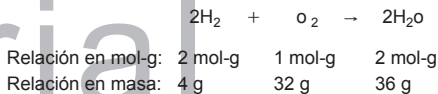
- 2. Ley de las proporciones definidas y constantes (Proust)**

Muestras diferentes del mismo compuesto contienen siempre los mismos elementos constituyentes en las mismas proporciones en masa. Si acondicionamos este enunciado a una ecuación química se observará que cuando los reactivos y productos se combinan existe una proporción entre sus masas o mo-

les que es constante o definida, esa proporción queda determinada por la estequiometría de la reacción.

Ejemplo:

Sea la siguiente reacción:



Según Proust, se deduce:

$$\frac{n_{\text{H}_2}}{2} = \frac{n_{\text{O}_2}}{1} = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{2}$$

Además: $\frac{m_{\text{H}_2}}{4} = \frac{n_{\text{O}_2}}{32} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{36}$

Simplificando: $\frac{m_{\text{H}_2}}{1} = \frac{m_{\text{O}_2}}{8} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{9}$

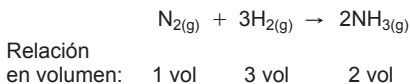
LEYES VOLUMÉTRICAS

Estas leyes establecen la relación entre los volúmenes de las sustancias gaseosas que intervienen en una reacción química, todo a igual condición de presión y temperatura (condiciones de Avogadro).

Las relaciones entre los volúmenes de las sustancias gaseosas se basan en la ley volumétrica de Gay-Lussac, conocida como **ley de los volúmenes de combinación**, la cual establece que a las mismas condiciones de presión y temperatura, el volumen estequiométrico con el cual interviene una sustancia gaseosa en una ecuación química está dado por el coeficiente que tiene dicha sustancia en la ecuación balanceada.

Ejemplo:

De la siguiente reacción en fase gaseosa:



Entonces: $\frac{V_{\text{N}_2}}{1} = \frac{V_{\text{H}_2}}{3} = \frac{V_{\text{NH}_3}}{2}$

También se cumple: $\frac{n_{\text{N}_2}}{1} = \frac{n_{\text{H}_2}}{3} = \frac{n_{\text{NH}_3}}{2}$

Observación:

Esto demuestra que la relación en volumen de sustancias gaseosas es igual a la relación en moles de estas sustancias.

RELACIONES ESTEQUIOMÉTRICAS

- 1. Relación masa-masa.** En los problemas de masa-masa, las cantidades que se conocen y las que se desconocen están en unidades de masa. Los pasos que debemos aplicar dependen de que la cantidad conocida esté en masa o en moles.

- Ejemplo de masa-masa**

Calcule la masa de oxígeno que se necesita para quemar 72 g de C_2H_6 , según la siguiente reacción:

Dato: $\overline{M}(C_2H_6) = 30$; $\overline{M}(O_2) = 32$



Por la estequiometría: 60 g ——— 224 g

Del problema: 72 g ——— m_{O_2}

$$\text{Entonces: } \frac{72}{60} = \frac{m_{O_2}}{224} \Rightarrow m_{O_2} = 268,8 \text{ g}$$

- Ejemplo de mol-mol**

Determine las moles de CO_2 que se producen cuando reaccionan 4 moles de O_2 , según la siguiente reacción:



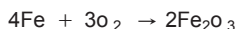
Por la estequiometría: 5 mol — 3 mol

Del Problema: 4 mol — n_{CO_2}

$$\text{Entonces: } \frac{4}{5} = \frac{n_{CO_2}}{3} \Rightarrow n_{CO_2} = 2,4 \text{ mol}$$

- Ejemplo de masa-mol**

Determine la masa de oxígeno que debe reaccionar con 5 moles de Fe para producir Fe_2O_3 , según la siguiente reacción:



Por la estequiometría: 4 mol — 96 g

Del problema: 5 mol — m_{O_2}

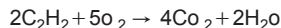
$$\text{Entonces: } \frac{5}{4} = \frac{m_{O_2}}{96} \Rightarrow m_{O_2} = 120 \text{ g}$$

2. Relación volumen-volumen:

En los problemas de volumen-volumen, las cantidades que se conocen y las que se desconocen están en unidades de volumen (litros, mL, cm^3 , m^3 , etc.), todas las sustancias gaseosas deben estar a igual presión y temperatura.

Ejemplo:

Calcule el volumen de O_2 que reacciona con 12 L de C_2H_2 , según la siguiente reacción:



Por la

estequiometría: 2 L — 5 L

Del problema: 12 L — V_{O_2}

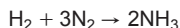
$$\text{Entonces: } \frac{12}{2} = \frac{V_{O_2}}{5} \Rightarrow V_{O_2} = 30 \text{ L}$$

3. Relación masa-volumen:

Cuando la reacción se lleva a cabo en condiciones normales ($P = 1 \text{ atm}$ y $T = 0^\circ C$)

Ejemplo:

Qué volumen de NH_3 se obtiene en CN cuando reaccionan 3 moles de H_2 , según la siguiente reacción:



Por la estequiometría: 1 mol — 2(22,4 L)

Del Problema: 3 mol — V_{NH_3}

$$\text{Entonces: } \frac{3}{1} = \frac{V_{NH_3}}{2(22,4)} \Rightarrow V_{NH_3} = 134,4 \text{ L}$$

REACTIVO LIMITANTE

Es aquel reactivo que se consume totalmente en una reacción química, y por lo tanto al consumirse termina la reacción.

REACTIVO EN EXCESO

Es aquel reactivo que no se consume totalmente y por lo tanto de él sobra una determinada cantidad, esta cantidad es llamada el exceso.

FORMA DE CALCULAR EL REACTIVO LIMITANTE Y EL REACTIVO EN EXCESO

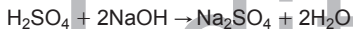
Se divide la cantidad que se da como dato entre la cantidad estequiométrica que plantea la reacción

para cada reactivo, entonces el cociente menor será el que corresponda al reactivo limitante.

Para calcular la cantidad de otro reactivo o producto se toma en cuenta al reactivo limitante.

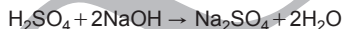
Ejemplo:

Para la siguiente reacción:



Si interviene 100 g de H_2SO_4 y 100 g de NaOH, determine ¿qué masa de agua se debería obtener?

De la reacción:



Por la

estequiometría: 98 g — 80 g

Del problema: 100 g — 100 g

Dividiendo: $\text{H}_2\text{SO}_4: \frac{100}{98} = 1,02$; $\text{NaOH}: \frac{100}{80} = 1,25$

El cociente menor corresponde al H_2SO_4 , entonces él es el reactivo limitante y el NaOH es el reactivo en exceso.

Luego de la reacción:

Estequiometría: 98 g de $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 36 \text{ g H}_2\text{O}$

Problema: 100 g de $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow m_{\text{H}_2\text{O}}$

Entonces: $\frac{100}{98} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{36} \Rightarrow m_{\text{H}_2\text{O}} = 36,72 \text{ g}$

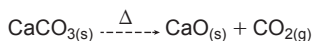
PUREZA DE REACTIVOS

En algunas reacciones químicas una o más de las sustancias que intervienen se encuentran impuras, pero de estas solo debe reaccionar estequiométricamente la cantidad pura, por lo tanto, las impurezas quedan sin reaccionar. El porcentaje de pureza (%P) de una sustancia se determina con la siguiente relación:

$$\%P = \frac{\text{Masa pura de la sustancia}}{\text{Masa total de la sustancia}} \times 100\%$$

Ejemplo:

Se tiene 1 kg de un mineral cuya pureza es del 80% en CaCO_3 ($\bar{M} = 100$), determine la masa de CaO que se obtiene al decomponerse el CaCO_3 , según la siguiente reacción:



Primero calculamos la masa de CaCO_3 en el mineral:

$$m_{\text{CaCO}_3} = \frac{80}{100} \times 1\,000 = 800 \text{ g}$$

Luego, de la reacción:

Estequiometría: 100 g de $\text{CaCO}_3 \rightarrow 56 \text{ g de CaO}$

Problema: 800 g de $\text{CaCO}_3 \rightarrow m_{\text{CaO}}$

Entonces: $\frac{800}{100} = \frac{m_{\text{CaO}}}{56} \Rightarrow m_{\text{CaO}} = 448 \text{ g}$

RENDIMIENTO DE UNA REACCIÓN

Hasta ahora todos los ejercicios vistos se han resuelto considerando que el rendimiento de la reacción es del 100%, realmente una reacción química no se puede desarrollar con este rendimiento, esto se debe a muchos factores, los cuales pueden ser:

- El material donde se llevó a cabo la reacción estaba sucio.
- La cantidad de un reactivo no reacciona totalmente.
- Cierta masa de un reactivo se perdió en reacciones no deseadas.
- En el aislamiento o purificación de un producto, etc.

Entonces, definiremos los siguientes parámetros:

Rendimiento teórico (RT). Es la cantidad de un producto que se espera obtener si todo el reactivo limitante forma el producto, sin que sobre nada de reactivo y sin que alguno de los productos se pierda durante su aislamiento y purificación

Rendimiento real (RR). Es la cantidad de producto que se obtiene en una reacción química real; siempre es menor que el rendimiento teórico debido a las pérdidas durante las etapas de aislamiento y purificación y a la producción de subproductos menores.

Porcentaje de rendimiento (%R). Este viene a ser el cociente entre el rendimiento real con el rendimiento teórico.

$$\%R = \frac{\text{Rendimiento real}}{\text{Rendimiento teórico}} \times 100\%$$

Ejemplo:

Del ejemplo que se vio en pureza de reactivos, si el rendimiento de la reacción fuera del 75%, ¿cuál sería la masa de Cao que se obtendría?

Entonces, el rendimiento teórico de Cao es 448 g
Luego, aplicando la fórmula:

$$75\% = \frac{(RR)}{448} \times 100\%$$

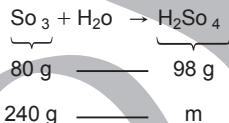
$$\Rightarrow RR = 358,4 \text{ g}$$

EJERCICIOS RESUELTOS

1. Al reaccionar 240 g de anhídrido sulfúrico con agua, qué masa de solución de H_2SO_4 al 90% en masa se podrán preparar.

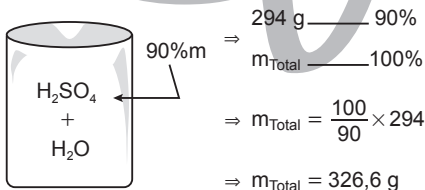
Resolución:

Planteando la reacción:

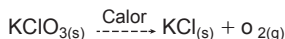


$$\Rightarrow m = \frac{240}{80} \times 98 = 294 \text{ g (ácido puro)}$$

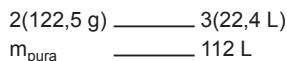
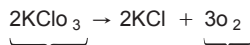
Preparando la solución:



2. ¿Qué masa de un mineral que contiene 80% en masa de clorato de potasio se requieren para obtener 112 L de oxígeno medidos a CN según:

**Resolución:**

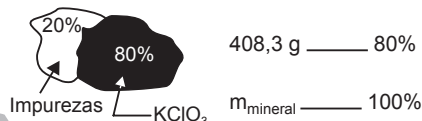
Balanceando la ecuación:



$$\Rightarrow m_{\text{pura}} = \frac{112}{3(22,4)} \times 2(122,5)$$

$$\Rightarrow m_{\text{pura}} = 408,3 \text{ g}$$

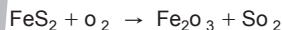
Hallando la masa del mineral:



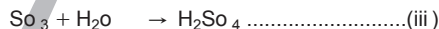
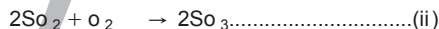
$$\Rightarrow m_{\text{mineral}} = \frac{100}{80} \times 408,3$$

$$\Rightarrow m_{\text{mineral}} = 510,4 \text{ g}$$

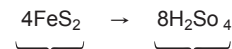
3. ¿Cuántos gramos de ácido sulfúrico obtendremos a partir de 600 g de pirita (FeS_2) según las siguientes reacciones:

**Resolución:**

Balanceando las ecuaciones:



operando:



$$\Rightarrow m = \frac{600}{4(120)} \times 8(98) = 980 \text{ g}$$

EJERCICIOS PROPUESTOS

1. Al combustionar 5 moles de metano (CH_4) con suficiente cantidad de oxígeno, hallar los moles de CO_2 desprendidos.

a) 1 b) 2 c) 10
d) 5 e) 20

2. Al reaccionar el sodio con suficiente ácido sulfúrico, se desprende 50 moles de gas hidrógeno. Hallar los moles de ácido requerido.

a) 25 b) 50 c) 100
d) 30 e) 40

3. ¿Qué volumen en litros ocupará a condiciones normales el oxígeno empleado, si la combustión es completa para 11 gramos de gas propano?

a) 14 b) 19,6 c) 28
d) 21 e) 29,4

4. Se hace reaccionar 46 gramos de sodio completamente con agua. Hallar la masa de agua que se necesita.

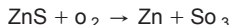
$\text{PA}(\text{Na} = 23; \text{o} = 16, \text{H} = 1)$

a) 18 g b) 9 g c) 54 g
d) 4,5 g e) 36 g

5. La combustión completa de 4 litros de un alqueno gaseoso (C_nH_{2n}) libera 12 litros de gas. Hallar la fórmula del alqueno.

a) CH_2 b) C_2H_4 c) C_3H_6
d) C_4H_8 e) C_5H_{10}

6. Según el proceso:



La blenda es un mineral que contiene 50% de pureza de ZnS . ¿Cuántos gramos de blenda se necesita para producir 320 gramos de So_3 según la reacción indicada?

$\text{PA}(\text{Zn} = 65,5; \text{S} = 32; \text{o} = 16)$

a) 880 g b) 780 g c) 460 g
d) 680 g e) 1 020 g

7. Se desea obtener 224 gramos de CaO a partir de piedra caliza que contiene 80% de CaCO_3 .



¿Cuántos gramos de piedra caliza se requieren?

a) 200 g b) 300 g c) 500 g
d) 400 g e) 600 g

8. ¿Cuántos litros de amoníaco se producirán a partir de 60 litros de nitrógeno?

a) 120 L b) 140 L c) 60 L
d) 80 L e) 170 L

9. Cuántos mol-gramo del gas se producirán a partir de 177 gramos de estaño, según:



$\text{PA}(\text{Sn}) = 118$

a) 4 mol b) 1 mol c) 2 mol
d) 3 mol e) 1,5 mol

10. ¿Cuántos litros de aire con 20% en volumen de oxígeno se requiere para reaccionar con 40 litros de hidrógeno y así formar agua?

a) 20 L b) 100 L c) 12 L
d) 50 L e) 150 L

11. ¿Cuántos litros de SO_2 se obtendrá a partir de 121 litros de oxígeno gaseoso de acuerdo a la siguiente reacción?



a) 11 L b) 121 L c) 88 L
d) 15,1 L e) 352 L

12. ¿Cuántos gramos de amoníaco se formarán al reaccionar 50 gramos de N_2 y 30 gramos de H_2 ?

a) 80 g b) 10,71 g c) 40,71 g
d) 60,71 g e) 19,29 g

13. Se hace reaccionar 50 gramos de sodio metálico con 40 gramos de agua. ¿Cuál es el volumen de H_2 obtenido a 2 atmósferas y 27°C ?

a) 5,34 L b) 18,23 L c) 41,32 L
d) 13,37 L e) 42,4 L

14. A partir del proceso o síntesis de Haber-Bosch qué volumen de N_2 a 127°C y 2 atmósferas

de presión serán necesarios para reaccionar con todo el H_2 existente en un balón de 18 L de capacidad a la presión de 1,5 atmósferas a $27^\circ C$.

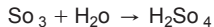
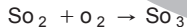
- a) 7 L b) 6,2 L c) 7,1 L
d) 5,96 L e) 4,3 L

15. Un clavo de hierro que tiene una masa de 40 gramos cae en un recipiente que contiene 59,5 g de ácido sulfúrico hirviendo. ¿Qué porcentaje del clavo no reacciona?



- a) 70% b) 20% c) 30%
d) 15% e) 50%

16. ¿Cuántos kg de H_2SO_4 se obtendrá a partir de 1 kg de pirita según:

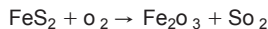


- a) 2,46 b) 1,63 c) 2,96
d) 4,32 e) 6,32

17. ¿Cuántos gramos de soda cáustica se podrán obtener a partir de 1 kg de Na_2CO_3 con 20,5% de impurezas, si reacciona con la cal apagada?

- a) 754,7 g b) 452 g c) 600 g
d) 795 g e) 800 g

18. En la tostación de 36 g de sulfuro de hierro, se obtiene 0,12 N_A unidades fórmulas de óxido férrico. Determinar el rendimiento de la reacción:



- a) 19,2% b) 83,47% c) 41,6%
d) 80% e) 23 %

19. Se hace saltar una chispa eléctrica en una mezcla que contiene 100 g de H_2 y 100 g de O_2 , de modo que se forma agua. ¿Cuánta agua se formó?

- a) 12,5 g
b) O_2 en exceso; 12,5 g
c) 100 g
d) 112,5 g
e) Exceso en H_2 ; 12,5 g

20. Cuando se calienta cobre con un exceso de azufre, se forma Cu_2S . ¿Cuántos gramos de CuS se producirá si se calienta 100 g de cobre con 50 g de azufre?

- a) 300 b) 12,5 c) 125
d) 180 e) 100

CLAVES

- | | | | | |
|------|------|-------|-------|-------|
| 1. d | 5. c | 9. c | 13. d | 17. c |
| 2. d | 6. b | 10. b | 14. d | 18. d |
| 3. c | 7. c | 11. c | 15. d | 19. d |
| 4. a | 8. a | 12. d | 16. b | 20. c |

ESTADO GASEOSO

En ciertas condiciones de presión y temperatura, la mayoría de las especies químicas pueden existir en los tres estados de agregación de la materia. Las propiedades físicas de una sustancia dependen generalmente de su estado.

CONCEPTO DE GAS

Son sustancias que se caracterizan por presentar forma y volumen variable. Presentan un movimiento caótico y desordenado (en todas direcciones), debido a que las fuerzas de repulsión predominan sobre las fuerzas de cohesión.

La palabra **gas** fue empleada inicialmente por el físico belga Van Helmont para referirse a las sustancias que se desprendían al quemar madera.

Según la termodinámica, se consideran 3 parámetros o variables de estado, los cuales rigen el comportamiento de los gases. Este comportamiento es independiente de su composición química; siendo dichas variables de estado la presión, el volumen y la temperatura.

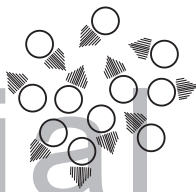
Algunos compuestos comunes que son gases

Fórmula	Nombre	Características
HCN	Cianuro de hidrógeno	Muy tóxico
HCl	Cloruro de hidrógeno	Tóxico, corrosivo, olor asfíxiant
H ₂ S	Sulfuro de hidrógeno	Muy tóxico
Co	Monóxido de carbono	Tóxico, incoloro, inodoro
CH ₄	Metano	incoloro, inodoro, inflamabl
So ₂	Dióxido de azufre	incoloro, olor irritante
NH ₃	Amoniac	incoloro, olor penetrante

PROPIEDADES GENERALES DE LOS GASES

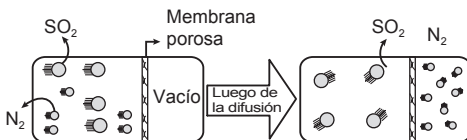
- Entre sus moléculas existe alta entropía, las fuerzas de repulsión (F_r) predominan sobre las fuerzas de atracción o cohesión (F_a), por lo

que el movimiento es desordenado o caótico (gas significa caos):



$$F_r \gg F_a$$

- Poseen grandes espacios intermoleculares, las moléculas de un gas están muy separadas. Poseen alta energía cinética molecular, puesto que las moléculas se mueven muy rápidamente. La presión que ejerce un gas es el resultado del choque de sus moléculas contra las paredes del recipiente que las contiene. Esta presión es igual a cualquier punto de la masa gaseosa.
- Expansión:** todo gas ocupa todo el volumen disponible del recipiente, por lo tanto no tiene ni forma ni volumen definido
- Compresión:** mediante una fuerza externa se reduce el volumen de un gas debido a que hay grandes espacios intermoleculares.
- Difusión:** consiste en que las moléculas de un gas debido a su alta energía cinética atraviesan fácilmente la masa de otro cuerpo material (sólido, líquido o gas).
- Efusión:** consiste en que las moléculas de un gas escapan a través de un orificio practicado en la pared del recipiente que las contiene. Se denomina atmólisis a la separación de los componentes de una mezcla gaseosa por difusión a través de una membrana porosa. El gas más ligero es el que se difunde primero a través de dicha membrana porosa.



Gas real. Es todo gas existente sujeto a las interacciones propias de su naturaleza molecular. Tiende

a comportarse como gas ideal a bajas presiones y elevadas temperaturas y cuando el peso molecular es pequeño.

Gas ideal. Cumple perfectamente la Teoría Cinética Molecular, no existen en realidad, gozan de perfecta elasticidad y compresibilidad.

TEORÍA CINÉTICA O MOLECULAR DE LOS GASES

Fue desarrollada por muchos científicos (Clausius, Maxwell, Boltzman) para comprender mejor las propiedades de los gases, y para lo cual creamos un gas perfecto o gas ideal con las siguientes características:

- Las moléculas tienen masas puntuales, es decir, dimensiones despreciables.
- Las fuerzas intermoleculares (F_r y F_a) son nulas por lo que poseen movimiento libre en todas las direcciones.
- Las moléculas están en movimiento continuo, rápido y al azar, con movimiento rectilíneo.
- La energía cinética promedio de las moléculas sólo depende de la temperatura:

$$E_c = \frac{3}{2}KT$$

K: constante de Boltzman

$$K = 1,38 \times 10^{-23} \text{ J/mol.K}$$

- La velocidad cuadrática media depende de la temperatura absoluta y la masa molecular.

$$v = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$$

R: constante universal del gas ideal

$$R = 8,31 \text{ J/mol.K}$$

LEYES DE LOS GASES IDEALES

- Ecuación general de los gases o ecuación de Clausius.** Se cumple para todo proceso donde la masa de gas es constante, es decir procesos isomásicos ($n = \text{cte.}$).

$$\frac{PV}{T} = \text{cte.} \quad \xrightarrow{\text{PARA 2 ESTADOS}} \quad \frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

Relación con la densidad (D):

$$\frac{P_1}{T_1 D_1} = \frac{P_2}{T_2 D_2} = \text{cte.}$$

- Procesos restringidos.** Son aquellos donde la masa de gas es constante y una de las funciones de estado (P, T o V).

- Ley de Boyle - Mariotte.** Si la temperatura permanece constante (proceso isotérmico), la presión absoluta varía inversamente proporcional al volumen.

$$PV = \text{cte.} \quad \xrightarrow{\text{PARA 2 ESTADOS}} \quad P_1 V_1 = P_2 V_2$$

- Ley de Charles.** Si la presión permanece constante (proceso isobárico) el volumen varía directamente proporcional a la temperatura absoluta.

$$\frac{V}{T} = \text{cte.} \quad \xrightarrow{\text{PARA 2 ESTADOS}} \quad \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

- Ley de Gay - Lussac.** Si el volumen permanece constante (proceso isócoro o isométrico), la presión absoluta del gas varía directamente proporcional a la temperatura.

$$\frac{P}{T} = \text{cte.} \quad \xrightarrow{\text{PARA 2 ESTADOS}} \quad \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

- Ecuación universal de los gases ideales (Ecuación de Clapeyron).** Relaciona matemáticamente las propiedades macroscópicas (P, V y T) o variables de estado y la cantidad de gas (masa o número de moles):

$$PV = RTn$$

$$n: \text{número de moles} \Rightarrow n = \frac{W}{M}$$

R: constante universal de los gases

Principales valores de R:

$$\begin{aligned} \bullet \quad R &= 0,082 \frac{\text{L.atm}}{\text{mol.K}} \quad \begin{cases} V \rightarrow \text{L} \\ P \rightarrow \text{atm} \\ T \rightarrow \text{K} \end{cases} \\ \bullet \quad R &= 62,4 \frac{\text{L.mmHg}}{\text{mol.K}} \quad \begin{cases} V \rightarrow \text{L} \\ P \rightarrow \text{mmHg o Torr} \\ T \rightarrow \text{K} \end{cases} \\ \bullet \quad R &= 8,3 \frac{\text{L.kPa}}{\text{mol.K}} \quad \begin{cases} V \rightarrow \text{L} \\ P \rightarrow \text{kPa} \\ T \rightarrow \text{K} \end{cases} \end{aligned}$$

Otras formas de expresar:

$$PV = \frac{m}{M} RT \Rightarrow \overline{PM} = \frac{m}{V} RT$$

En función de la densidad (D):

$$\overline{PM} = DRT$$

$$\begin{matrix} D_{\text{gas}} & DP & P \\ D_{\text{gas}} & iP & T \end{matrix}$$

Relación de Avogadro:

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

MEZCLA DE GASES

Es una mezcla homogénea, donde cada componente tiene un comportamiento individual, como si se encontrara solo en el recipiente.

- Ley de Dalton.** Esta ley plantea que cada componente de una mezcla gaseosa ejerce una presión parcial igual a la que ejercería si estuviera solo en el mismo volumen del recipiente, y la presión total de la mezcla es la suma de las presiones parciales de todos los componentes.

Presión parcial (P_i): es la presión que ejercen las moléculas de uno de los componentes, cuando está ocupado todo el volumen de mezcla a la misma temperatura.

$$P_T = \sum P_i = P_1 + P_2 + P_3 + \dots + P_n$$

- Ley de Amagat.** Esta ley plantea que cada componente de una mezcla gaseosa ocupa un volumen parcial igual al que ocuparía si estuviera solo a la misma temperatura y presión total de la mezcla. El volumen total de la mezcla es la suma de los volúmenes parciales de todos los componentes.

Volumen parcial (V_i): Es el volumen que ocupa cada gas componente (i) fuera de la mezcla (aislado), cuando se encuentra sometido a una presión igual a la de la mezcla y a la misma temperatura.

$$V_T = \sum V_i = V_1 + V_2 + V_3 + \dots + V_n$$

DEFINICIONES IMPORTANTES DE MEZCLAS

1. Fracción molar (f_m)

Se define: $f_m(i) = \frac{n_i}{n_T}$

En el ejemplo: $f_m(N_2) = \frac{2}{5}$; $f_m(CO_2) = \frac{3}{5}$

También se cumple:

$$f_m(i) = \frac{P_i}{P_T} \Rightarrow P_i = f_m(i) \times P_T$$

$$f_m(i) = \frac{V_i}{V_T} \Rightarrow V_i = f_m(i) \times V_T$$

Se demuestra que:

$$\sum f_m(i) = 1 \Rightarrow f_m(1) + f_m(2) + \dots = 1$$

2. Identidad de Avogadro

$$\%n_i = \%P_i = \%V_i = f_m(i) \times 100$$

3. Masa molecular promedio o aparente de una mezcla (\overline{M}_T)

$$\overline{M}_T = fm(1)\overline{M}_1 + fm(2)\overline{M}_2 + fm(3)\overline{M}_3 + \dots$$

4. Masa total y número de moles totales

$$m_{\text{total}} = m_1 + m_2 + m_3 + \dots + m_n$$

$$n_{\text{total}} = n_1 + n_2 + n_3 + \dots + n_n$$

VELOCIDAD DE EFUSIÓN O DIFUSIÓN (v)

indica el volumen difundido o efundido de una masa gaseosa en una unidad de tiempo.

$$v = \frac{\text{volumen difundido}}{\text{tiempo de difusión}} \Rightarrow v = \frac{V}{t}$$

LEY DE DIFUSIÓN GASEOSA (THOMAS GRAHAM)

A las mismas condiciones de presión y temperatura, la velocidad de difusión o efusión de los gases es inversamente proporcional a la raíz cuadrada de sus masas moleculares o de sus densidades.

Para 2 gases A y B:

$$\frac{v_A}{v_B} = \sqrt{\frac{\overline{M}_B}{\overline{M}_A}} \quad \Rightarrow \quad \frac{v_A}{v_B} = \sqrt{\frac{D_B}{D_A}}$$

El método de difusión fue empleado por Aston para separar los isótopos del neón basándose en las diferentes velocidades de cada isótopo.

Aunque son los elementos más abundantes en el universo, el hidrógeno y el helio se presentan como gases solo en trazas en nuestra atmósfera. Esto es debido a las velocidades moleculares medias elevadas que resultan de sus masas moleculares bajas. A las temperaturas de nuestra atmósfera, estas moléculas alcanzan velocidades que exceden la velocidad que requieren para escapar de la fuerza gravitacional terrestre y difundirse en el espacio interplanetario.

Ejemplo:

De los gases: N_2 ($\overline{M} = 28$); Cl_2 ($\overline{M} = 71$) y

Co_2 ($\overline{M} = 44$), el menos veloz es Cl_2 (mayor \overline{M}) y el más veloz es N_2 (menor \overline{M}).

EJERCICIOS RESUELTOS

1. La densidad de un gas es 9,7g/L a 10 atm de presión y 127 °C. Calcular la densidad del gas en condiciones normales.

Resolución:

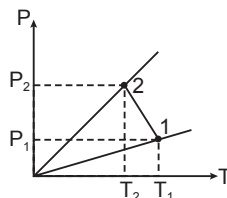
Por la ley general de los gases ideales:

$$\frac{P_1}{D_1 T_1} = \frac{P_2}{D_2 T_2}$$

$$\Rightarrow \frac{10}{(9,7)(400)} = \frac{1}{D_2(273)}$$

$$\therefore D_2 = 1,421 \text{ g/L}$$

2. Un gas sigue el proceso (2) \rightarrow (1). Si $P_2 = 3P_1$ y $T_1 = \frac{4}{3}T_2$, hallar: V_1/V_2



Resolución:

Del gráfico, aplicando la ley general de los gases:

$$\text{ses: } \frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

$$\Rightarrow \frac{P_1 V_1}{\frac{4}{3}T_2} = \frac{3P_1 V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{V_1}{V_2} = 3\left(\frac{4}{3}\right) = 4$$

3. Se tiene un gas a 304 mmHg y -23°C , si su presión aumenta a 2,4 atm y su volumen se reduce hasta la tercera parte, determine la temperatura final T_2 del gas.

Resolución:

Por la ley general de los gases: $\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$

$$\Rightarrow \frac{(304)V}{250} = \frac{(2,4)(760)V/3}{T_2}$$

$$\Rightarrow T_2 = 500 \text{ K}$$

4. En un recipiente de 32, 8 L de capacidad se tiene gas oxígeno a 640 torr y 131 °F. Determinar la masa del gas en el recipiente.

Resolución:

Pasando la temperatura a grados K y aplicando la Ec. Universal de los gases, tenemos:

$$\frac{F - 32}{9} = \frac{K - 273}{5} \Rightarrow \frac{131 - 32}{9} = \frac{K - 273}{5}$$

$$\Rightarrow K = 328 \text{ K} \Rightarrow PV = RTn$$

$$(640)(32,8) = (62,4)(328)\left(\frac{m}{32}\right) \Rightarrow m = 32 \text{ g}$$

5. Se tiene un balón con 123 L de oxígeno gaseoso a 27 °C y 10 atm de presión. Si dejamos escapar un kilogramo del gas. ¿Cuánto marcará el manómetro finalmente? ($\gamma = \text{cte}$)

Resolución:

Caso inicial: $P_1 V = RT \left(\frac{m_1}{M} \right) \dots (\alpha)$

$$(10)(123) = (0,082)(300) \left(\frac{m_1}{32} \right)$$

$$\Rightarrow m_1 = 1600 \text{ g} = 1,6 \text{ kg}$$

Caso final: $P_2 V = RT \times \left(\frac{m_1 - 1}{M} \right) \dots (\beta)$

Dividiendo $(\alpha) \div (\beta)$:

$$\frac{10}{P_2} = \frac{1,6}{1,6 - 1} \Rightarrow P_2 = 3,75 \text{ atm}$$

Entonces: $P_{\text{man}} = P_{\text{abs}} - P_{\text{atm}}$

$$P_{\text{man}} = 3,75 - 1 = 2,75 \text{ atm}$$

EJERCICIOS PROPUESTOS

- Respecto a la teoría cinética molecular de los gases ideales, indique lo que corresponde:
 - Poseen forma y volumen variable.
 - Son considerados como fluidos
 - Las moléculas poseen alta energía cinética.
 - Se pueden comprimir hasta licuarlos a cualquier presión y temperatura.

- a) i b) ii c) i y ii
d) i, ii y iii e) iV

- Indique la proposición correcta:
 - Todos los gases obedecen exactamente la ley de Boyle.
 - Los gases en el cero absoluto y una atmósfera de presión obedecen la ley de Boyle.
 - La difusión de los gases no es espontánea.
 - La efusión no es una propiedad del estado gaseoso.
 - La teoría cinética molecular del gas ideal ignora las colisiones intermoleculares.
- Respecto a la ley de Boyle, señale la expresión correcta:
 - El volumen es directamente proporcional a la temperatura del gas.
 - La presión es directamente proporcional a la temperatura del gas.
 - El cociente del volumen entre la temperatura del gas es constante.
 - El producto del volumen y la presión de un gas es constante.
 - b y d
- ¿Cuál es el volumen molar de un gas ideal a 91° C y 84 cmHg?
 - 68 L
 - 27 L
 - 30 L
 - 70 L
 - 24 L
- ¿Cuántos átomos hay en un litro de Co_2 a 100 °C y 2 atm de presión?
 - $11,79 \times 10^{22}$
 - $3,93 \times 10^{22}$
 - $11,79 \times 10^{23}$
 - 0,01
 - $6,53 \times 10^{22}$
- Un recipiente de 10 L de capacidad está por ser llenado con Co_2 a 300 °C y 500 mmHg por introducción de un trozo de hielo seco ($\text{Co}_{2(s)}$). ¿Qué masa de hielo seco se usará?
 - 1 g
 - 0,1 g
 - 6,15 g
 - 0,615 g
 - 0,7 g

7. Un globo soporta una presión máxima de 4,1 atm. Si se infla con aire hasta un volumen de 5 L y a 37 °C, calcular la masa de aire en 20 globos.

$$\overline{M}(\text{aire}) = 29 \text{ g/mol}$$

- a) 467,74 g b) 476,74 g c) 541,5 g
d) 507,74 g e) 491,34 g
8. Un balón de acero de 32 L puede soportar una presión de 24,6 atm. Si en el balón se coloca 20 moles de $\text{O}_{2(g)}$, ¿cuál es la máxima temperatura que soportaría el balón sin llegar a explotar?
- a) 247 °C b) 480 °C c) 207 °C
d) 227 °C e) 237 °C
9. Un balón de acero de 3 L de capacidad, tiene $\text{O}_{2(g)}$ a 27 °C y 2,05 atm de presión. Por un agujero se escapa el gas a razón de 0,36 L/min medidos a CN durante 2,5 minutos. Determinar las moles finales de $\text{O}_{2(g)}$ en el balón.
- a) 0,25 moles b) 0,04 moles
c) 0,21 moles d) 2,05 moles
e) 2,8 moles
10. Un gas ideal se encuentra a 1,5 atm 27 °C, ocupando un volumen de 10 L, si se somete a 0,25 atm y 127 °C, ¿qué volumen ocupará?
- a) 150 L b) 160 L c) 75 L
d) 80 L e) 277,7 L
11. El aire en un tanque estaba a una presión de 540 mmHg a 25 °C. Al exponerlo a la luz solar la temperatura aumenta a 50 °C. ¿Cuánto es la presión del tanque?
- a) 270 mmHg b) 1080 mmHg
c) 585,3 mmHg d) 540 mmHg
e) 1100 mmHg
12. Se tiene 500 L de un gas ideal a 27 °C y 1 atm. Si se triplica su volumen al igual que su presión. Determinar la nueva temperatura.
- a) 2700 °C b) 2427 K c) 2427 °C
d) 1200 K e) 900 K
13. Un gas ocupa un volumen de 30 mL a 30 °C y 1990 torr. Calcular el volumen del gas a CN.

- a) 45,2 mL b) 84,2 mL c) 22,4 mL
d) 44,8 mL e) 70,8 mL

14. En un balón de acero se tiene 340 g de $\text{Cl}_{2(g)}$ a 17 °C; si al calentarse la presión aumenta en 100%, hallar la temperatura final del gas en °C.
- a) 340 b) 330 c) 580
d) 370 e) 307
15. Se tiene un balón de acero de 10 L el cual contiene He a 14 atm de presión y 37 °C. ¿Cuántos globos de 700 ml se podrá llenar a 760 mmHg y a la misma temperatura?
- a) 200 b) 240 c) 250
d) 275 e) 315
16. Se tiene 4 L de gas oxígeno a 912 mmHg y 47 °C; luego por un proceso isobárico se incrementa la temperatura hasta 177 °C y por último por un proceso isotérmico se aumenta la presión hasta 1140 mmHg. ¿Cuál es el volumen final que ocupa el gas
- a) 3,9 L b) 4,0 L c) 4,2 L
d) 4,5 L e) 4,9 L
17. ¿Cuántos globos esféricos de goma de 5 litros de capacidad pueden llenarse a condiciones normales, con el hidrógeno procedente de un tanque de 600 litros a 5 atm y 27 °C?
- a) 100 b) 273 c) 546
d) 2730 e) 5460
18. Se tiene amoníaco (NH_3) en un recipiente rígido de 4 L a 5,2 atm. Si al recipiente se le añade 6 gramos más de NH_3 manteniendo la temperatura constante la presión se incrementa en 3 atm. Determine la masa inicial del gas.
- a) 6 g b) 8,2 g c) 10,4 g
d) 12 g e) 16,4 g
19. Se tiene un balón de acero con la válvula averiada, conteniendo inicialmente cierta masa de gas acetileno C_2H_2 a 4 atm y 37 °C. Luego de aumentar la presión a 5 atm y la tempera-

tura a $192\text{ }^{\circ}\text{C}$, se observa que escapan 5 g de gas. Hallar la masa inicial del C_2H_2 .

- a) 30 g b) 25 g c) 20 g
d) 15 g e) 5 g

- a) 5 g b) 12 g c) 35 g
d) 70 g e) 84 g

20. En un recipiente se tiene 5 g de hidrógeno a ciertas condiciones de presión y temperatura. ¿Qué masa de nitrógeno se tendrá en otro recipiente del mismo volumen y en las mismas condiciones?

CLAVES

- | | | | | |
|------|------|-------|-------|-------|
| 1. d | 5. a | 9. c | 13. e | 17. c |
| 2. c | 6. c | 10. d | 14. e | 18. c |
| 3. d | 7. a | 11. c | 15. a | 19. a |
| 4. b | 8. c | 12. c | 16. d | 20. d |

SOLUCIONES

DISPERSIONES

Es el ordenamiento de las partículas de un cuerpo en el seno de otro cuerpo, lo que se reparte se denomina **fase dispersa** y quien permite la dispersión se denomina **fase dispersante**.

CLASIFICACIÓN DE LAS DISPERSIONES

Según el tamaño de la partícula dispersa, las dispersiones se clasifican en suspensiones, soluciones y coloides.

1. **Suspensiones.** Es un tipo de dispersión que tiene como característica la sedimentación,

ello es debido a la poca afinidad que existe entre la fase dispersa y la fase dispersante.

Tamaño de partícula: $d > 1 \mu\text{m}$

2. **Coloides.** Es un tipo de dispersión donde las partículas dispersas llamadas **micelas** se encuentran en constante movimiento tipo zig zag, lo cual le da estabilidad al coloide, este movimiento se denomina **browniano**; otra propiedad importante de los coloides es la difracción de los rayos de la luz, fenómeno llamado **efecto Tyndall**.

Tamaño de partícula: $1 \text{ nm} < d < 1 \mu\text{m}$

SISTEMAS COLOIDALES

FASE DISPERSA	FASE DISPERSANTE	SISTEMA	EJEMPLOS
Sólido	Líquido	Sol	Detergente en agua, pinturas, tinta de bolígrafo.
Líquido	Líquido	Emulsión	Leche homogeneizada, mayonesa, crema para la cara.
Gas	Líquido	Espuma	Crema batida, espuma para afeitar, espuma de cerveza.
Sólido	Sólido	Sol sólido	Esmeralda, rubí, gemas de color, ciertas aleaciones (duraluminio).
Líquido	Sólido	Emulsión sólida	Ungüentos, geles (queso, gelatina), mantequilla.
Gas	Sólido	Espuma sólida	Piedra pómez, esponja, hule, lava, pasta de dientes.
Sólido	Gas	Aerosol sólido	Humos, partículas de polvo en el aire, virus aéreos.
Líquido	Gas	Aerosol líquido	Nubes, neblina, vaho, <i>spray</i> .
Gas	Gas	No existe	Completamente miscibles, forman soluciones gaseosas.

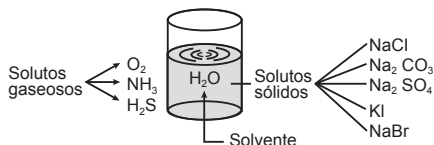
3. **Soluciones.** Es un tipo de dispersión homogénea, también se le denomina dispersión fina, en la solución se mezclan dos o más especies químicas (átomos, iones, moléculas).

Tamaño de partícula: $d < 1 \text{ nm}$.

porción, la solución solo puede contener un solvente.

El solvente más utilizado es el agua (solvente universal) debido a que disuelve a casi todas las sustancias debido a su alta constante dieléctrica y a la polaridad de su molécula.

Ejemplo: Agua de mar



COMPONENTES DE LA SOLUCIÓN

- **Soluto (Sto).** Es el componente que se disuelve. Por lo general, se encuentra en menor proporción, la solución puede contener más de un soluto y además da el nombre a la solución.
- **Solvente (Ste).** Es el componente que disuelve. Por lo general, se encuentra en mayor pro-

COEFICIENTE DE SOLUBILIDAD (S)

Es una propiedad física muy importante de las soluciones, indica la concentración de una solución saturada. Por convención, la solubilidad se define como la masa máxima en gramos de soluto que se disuelven en 100 g de agua a una determinada temperatura.

$$T(^{\circ}C) = \frac{\text{masa máxima de soluto}}{100\text{ g. H}_2\text{O}}$$

Solubilidad del soluto:

- La solubilidad de la mayoría de solutos sólidos y líquidos es directamente proporcional a la temperatura.
- La solubilidad de los gases en los líquidos es inversamente proporcional a la temperatura y directamente proporcional a la presión (ley de Henry).

CLASIFICACIÓN DE LAS SOLUCIONES

1. Por la naturaleza del soluto:

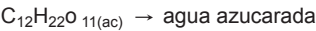
- Solución iónica.** Es aquella que tiene como soluto a un compuesto el cual al disolverse se disocia o ioniza por lo cual estas soluciones son conductoras de la electricidad.

Ejemplos:

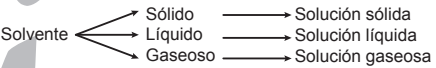


- Solución molecular.** Es aquella que tiene como soluto a un compuesto el cual al disolverse se disgrega a nivel molecular por lo cual estas soluciones son no conductoras de la electricidad.

Ejemplo:

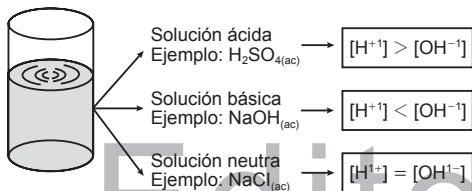


2. Por la naturaleza del solvente:



Solución	Soluto	Solvente	Ejemplo (STO + STE)
SÓLIDA	Sólido	SÓLIDO	Acero (C + Fe) Latón (Zn + Cu) Bronce (Sn + Cu)
	Líquido		Amalgama (Hg + Metal)
	Gas		Oclusión de H ₂ en Pd
LÍQUIDA	Sólido	LÍQUIDO	Salmuera (NaCl + H ₂ O) Dextrosa (C ₆ H ₁₂ O ₆ + H ₂ O)
	Líquido		Aguardiente (Etanol + H ₂ O) Vinagre (ácido acético + H ₂ O) Agua oxigenada (H ₂ O ₂ + H ₂ O)
	Gas		Agua gaseosa (Co ₂ en líquido)
GASEOSA	Sólido	GASEOSO	i ₂ en el aire
	Líquido		Aire húmedo (H ₂ o de aire)
	Gas		Aire seco (N ₂ , o ₂ , Ar)

3. Por su naturaleza química:



4. Por la cantidad de soluto:

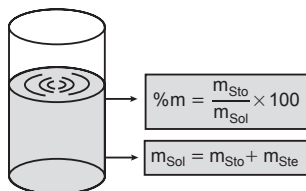
- **Solución diluida.** Es aquella solución cuya cantidad de soluto se encuentra muy alejada de lo que indica la solubilidad a una determinada temperatura.
- **Solución concentrada.** Es aquella solución cuya cantidad de soluto se encuentra muy cercana a lo que indica la solubilidad a una determinada temperatura.
- **Solución saturada.** Es aquella solución cuya cantidad de soluto que contiene es lo que indica la solubilidad a una determinada temperatura.
- **Solución sobresaturada.** Es aquella solución cuya cantidad de soluto que contiene es mayor a lo que indica la solubilidad a una determinada temperatura.

CONCENTRACIÓN DE UNA SOLUCIÓN

Las unidades de concentración se utilizan para expresar la cantidad de soluto en una solución. Actualmente se utilizan varias unidades de concentración, dependiendo de la naturaleza y uso de la solución y éstas se expresan en unidades físicas y químicas. Para cada solución es una propiedad intensiva (una vez determinada, no cambia al variar la cantidad de la solución).

UNIDADES FÍSICAS DE CONCENTRACIÓN

- **Porcentaje en masa (%m).** Expresa la masa de soluto que hay en 100 gramos de solución.

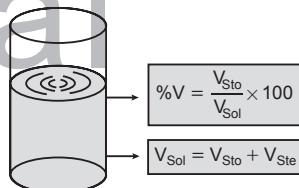


Ejemplo:

Una solución de HNO_3 al 10% en masa, es la que contiene 10 g de HNO_3 en 100 g de solución.

- **Porcentaje en volumen (%V)**

Expresa el volumen del soluto que hay en 100 mL de solución.

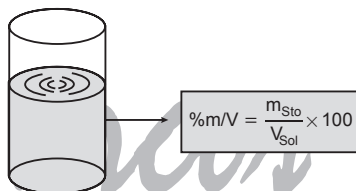


Ejemplo:

Una solución de H_2O_2 al 3% en volumen es aquella que contiene 3 mL de H_2O_2 en 100 mL de solución.

- **Porcentaje masa en volumen (%m/V)**

Expresa la masa en gramos de soluto en 100 mL de volumen de solución.

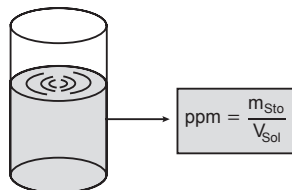


Ejemplo:

Una solución al 15% m/V de KI, significa que por cada 100 mL de solución hay 15 g de KI.

- **Masa de soluto en volumen de solución**

Cuando la concentración se expresa en mg/L, esta expresión es equivalente a una parte del millón (ppm)



UNIDADES QUÍMICAS DE CONCENTRACIÓN

1. **Molaridad (M).** Es el número de moles del soluto por litro de solución.

$$\Rightarrow M = \frac{n_{\text{Sto}}}{V_{\text{Sol}}}$$

Ejemplo:

Hallar la molaridad de una solución que contiene 196 g de H_2SO_4 en 800 mL de solución.

$$M = \frac{2}{0,8} = 2,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 2,5 \text{ M}$$

Significa que por cada litro de solución están disueltos 2,5 mol o 2,5 mol-g de H_2SO_4 .

Con fines prácticos la molaridad también se expresa:

$$M = \frac{10 \times (\%m) \times D_{\text{Sol}}}{\bar{M}_{\text{Sto}}}$$

D_{Sol} : densidad de la solución expresada en (g/mL)

2. **Normalidad (N).** Es el número de equivalentes-gramo de soluto por litro de solución.

$$N = \frac{\# \text{Eq-g (Sto)}}{V_{\text{Sol}}}$$

Por lo tanto se deduce: $N = M \times \theta$

θ : capacidad de combinación de las sustancias

Ejemplos:

- $\text{HCl (4M)} \Rightarrow \theta = 1 \therefore N = 4(1) = 4 \text{ N}$

Significa que en un litro de solución hay disueltos 4 equivalentes-gramo de HCl.

- $\text{Ca (OH)}_2 (2,5\text{M}) \Rightarrow \theta = 2$

$$\therefore N = 2,5(2) = 5 \text{ N}$$

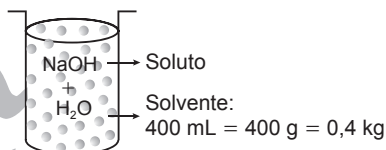
Una solución 5 N de Ca(OH)_2 , significa que en 1 litro de solución hay disueltos 5 equivalentes-gramo de Ca(OH)_2 .

3. **Malalidad (m).** Es el número de moles de soluto en 1 kg de solvente.

$$m = \frac{n_{\text{Sto}}}{1 \text{ kg de Ste}}$$

Ejemplo:

Hallar la malalidad de una solución que contiene 0,2 moles de NaOH disueltos en 400 mL de H_2O .



Significa que se tiene 0,5 moles de NaOH por 1 kg de H_2O .

OPERACIONES CON SOLUCIONES

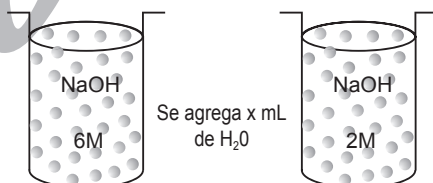
- Dilución de soluciones.** Consiste en bajar o disminuir la concentración de una solución valorada agregando una cantidad determinada de solvente. En estos procesos el número de moles del soluto permanece constante.

$$n_{\text{Sto (concentrada)}} = n_{\text{Sto (diluida)}}$$

$$M_C V_C = M_D V_D$$

Ejemplo:

¿Qué volumen de agua se debe agregar a 50 mL de NaOH 6 M, para obtener NaOH 2 M?



$$M_C V_C = M_D V_D \Rightarrow (6)(50) = 2(50 + x)$$

$$x = 100 \text{ mL}$$

\therefore Se debe agregar 100 mL de agua

Lo mismo se aplica cuando se trabaja con soluciones cuya concentración está expresada en términos de normalidad:

$$N_C V_C = N_D V_D$$

• **Mezcla de dos o más soluciones del mismo soluto**

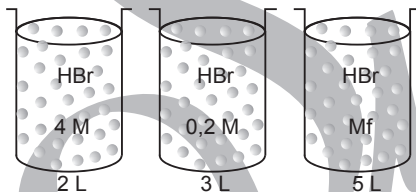
En este caso no hay reacción química, se conservan los moles de los solutos. Así para dos soluciones, se tiene:

$$n_{\text{Sto}(1)} + n_{\text{Sto}(2)} = n_{\text{Sto}(\text{mezcla})}$$

$$M_1 V_1 + M_2 V_2 = M_M V_M$$

Ejemplo:

Se mezclan 2 L de HBr 4M y 3 L de HBr 0,2 M. indicar la molaridad de la mezcla resultante.



Se cumple: $(4)(2) + (0,2)(3) = M_M(5)$

$$\therefore M_M = 1,72 \text{ M}$$

EJERCICIOS RESUELTOS

1. ¿Cuál es la molaridad de una solución de ácido sulfúrico, cuyo volumen es de 500 ml y contiene 19,6 g de ácido?

Resolución:

$$\text{Como: } M = \frac{n_{\text{Sto}}}{V_{\text{Sol}}}$$

$$\Rightarrow M = \frac{19,6}{\frac{98}{0,5}} = \frac{0,2}{0,5}$$

$$M = 0,4 \text{ mol/L}$$

2. Calcular el volumen de H_2SO_4 concentrado de densidad $1,84 \text{ g/cm}^3$, conteniendo 98% en

masa de H_2SO_4 , para preparar un litro de ácido sulfúrico a 1 molar.

Resolución:

$$\text{Como: } M = \frac{n_{\text{Sto}}}{V_{\text{Sol}}} \Rightarrow n_{\text{Sto}} = (1)(1)$$

$$n_{\text{Sto}} = 1 = \frac{m_{\text{Sto}}}{M_{\text{Sto}}} \Rightarrow m_{\text{Sto}} = 98 \text{ g}$$

En el ácido concentrado:

$$98 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 98\%$$

$$m_{\text{ácido}(C)} \rightarrow 100\%$$

$$\Rightarrow m_{\text{ácido}(C)} = 100 \text{ g}$$

Calculando el $V_{\text{ácido}(C)}$:

$$D = \frac{m_{\text{ácido}(C)}}{V} \Rightarrow V = \frac{m_{\text{ácido}(C)}}{D}$$

$$V_{\text{ácido}(C)} = \frac{100}{1,84} = 54,34 \text{ cm}^3$$

3. Se tiene 2 litros de ácido nítrico 4 M. Calcúlese el volumen de H_2O a agregarse para obtener el mismo ácido al 1,5 N.

Resolución:

Para el ácido nítrico (HNO_3): $N = M \times \theta$

$$\text{como: } \theta = 1 \Rightarrow N_{\text{HNO}_3} = M_{\text{HNO}_3}$$

De los datos: $n_{\text{ácido}(1)} = n_{\text{ácido}(2)}$

$$(MV)_{\text{ácido}(1)} = (MV)_{\text{ácido}(2)}$$

$$\Rightarrow (4)(2) = (1,5)(2 + x)$$

$$8 = 3 + 1,5 x$$

$$x = 3,3 \text{ L } \text{H}_2\text{O}$$

4. Una dilución de alcohol etílico en H_2O es 1,54 molar, ¿Cuántos gramos de alcohol $\text{C}_2\text{H}_5(\text{OH})$ están disueltos en 2,5 litros de H_2O ?

Resolución:

$$\text{Como: } (m) = \frac{n_{\text{Sto}}}{M_{\text{Ste}}} \Rightarrow n_{\text{Sto}} = (m) \times m_{\text{Ste}}$$

$$\text{Además: } 2,5 \text{ litros } \text{H}_2\text{O} \Leftrightarrow 2,5 \text{ kg } \text{H}_2\text{O}$$

Reemplazando en la expresión:

$$n_{\text{Sto}} = (1,54)(2,5) = 3,85$$

$$\text{Pero: } n_{\text{Sto}} = \frac{m_{\text{Sto}}}{M} \Rightarrow m_{\text{Sto}} = n_{\text{Sto}} \times M$$

$$m_{\text{soluto}} = (3,85)(46) = 177,1 \text{ g}$$

EJERCICIOS PROPUESTOS

- Se han disuelto 196 g de ácido sulfúrico (H_2SO_4) en agua, hasta formar 10 L de solución. Calcular la molaridad y normalidad de la solución.
 - 0,1 M; 0,4 N
 - 0,2 M; 0,4 N
 - 0,2 M; 0,3 N
 - 0,4 M; 0,2 N
 - 0,05 M; 0,1 N
- ¿Cuántos gramos de ácido nítrico están contenidos en 200 ml de una solución de HNO_3 3 M?
 - 40,5 g
 - 68,4 g
 - 37,8 g
 - 73,3 g
 - 25,6 g
- ¿Cuántos gramos de hidróxido de calcio están contenidos en 70 mililitros de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 2 N?
 - 49,5 g
 - 30,5 g
 - 45,6 g
 - 51,8 g
 - 32,7 g
- A 6 litros de hidróxido de sodio 4 M se le han agregado 4 litros de agua. Determinar la nueva molaridad.
 - 6,4 M
 - 8,4 M
 - 2,4 M
 - 4,4 M
 - 5,5 M
- Se tiene una solución de $\text{Al}(\text{OH})_3$ 2 M. Calcular su normalidad.
 - 1 N
 - 2 N
 - 4 N
 - 6 N
 - 7 N
- Se tiene una solución de ácido pirofosfórico $\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7$ 8 N. Calcular la molaridad.
 - 3 M
 - 6 M
 - 4 M
 - 2 M
 - 5 M
- Se han mezclado 6 litros de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 4M con 4 litros de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 6 M. ¿Cuál es la normalidad de la solución resultante?
 - 9,6 N
 - 8,5 N
 - 3,4 N
 - 6,9 N
 - 7,5 N
- Se tiene una solución de ácido sulfúrico al 90% con una densidad de $1,8 \text{ g/cm}^3$. Calcular la molaridad y la normalidad de la solución.
 - 18,5 M y 30 N
 - 16,5 M y 33 N
 - 40,8 M y 39,6 N
 - 60 M y 47 N
 - 12 M y 24 N
- Una solución concentrada de ácido sulfúrico tiene 95% en masa y una densidad de $1,84 \text{ g/ml}$. ¿Qué volumen de esta solución contiene 360 g de ácido sulfúrico?
 - 120 ml
 - 205,9 ml
 - 313,6 ml
 - 204,8 ml
 - 310 ml
- Se ha efectuado la neutralización de 20 ml de hidróxido de sodio empleando 40 ml de ácido clorhídrico 0,1 N. Calcular la normalidad del hidróxido de sodio.
 - 5,2 N
 - 0,2 N
 - 3,5 N
 - 10,4 N
 - 12,5 N
- Se añade 6 gramos de cloruro de potasio a 80 gramos de una disolución de cloruro de potasio al 12% en masa. Hallar el porcentaje en masa de KCl de la solución resultante.
 - 18,1%
 - 10%
 - 25,2%
 - 10,5%
 - 12,7%
- ¿Qué masa de Na_2CrO_4 se requiere para preparar 150 ml de solución 0,4 M?
 - 10,64 g
 - 11,64 g
 - 15,05 g
 - 18,53 g
 - 13,5 g
- El ácido nítrico comercial concentrado generalmente tiene la concentración 15,5 M. Si su densidad es de $1,409 \text{ g/ml}$. ¿cuál será su composición en porcentaje en masa de agua?
 - 25,6%
 - 35,7%
 - 30,7%
 - 37,5%
 - 28,5%
- ¿Cuál es la molaridad de una solución que contiene 16 g de alcohol metílico (CH_3OH) en 200 ml de solución?
 - 4,6 M
 - 2,5 M
 - 6,2 M
 - 1,3 M
 - 7,7 M
- Se necesita 21 ml de un ácido 0,8 N para neutralizar 1,12 g de una muestra impura de CaO . ¿Cuál es el porcentaje de CaO en la muestra?

- a) 52% b) 72% c) 32%
d) 38% e) 47%
16. Se añade 3 litros de HCl, 6 M a dos litros de HCl 1,5 M. Hallar la normalidad resultante considerando que el volumen final es 5 litros
- a) 1,8 N b) 3N c) 3,7 N
d) 4,2 N e) 5 N
17. Se hace una solución con 3 litros de HCl 2N y 2 litros de HCl 1,5 N. Si a la solución así formada se le agrega 5 litros de agua. ¿Cuál será la normalidad de la nueva solución?
- a) 1,75 N b) 6 N c) 3 N
d) 0,9 N e) 2,5 N
18. Para la neutralización de 2,7 g de un ácido se usaron 45 ml de una disolución de KOH 0,3 N. Calcular el equivalente gramo del ácido.
- a) 120 g b) 200 g c) 180 g
d) 140 g e) 160 g
19. Se tiene una mezcla alcalina formada por soda cáustica y potasa cáustica cuya masa es 120 g; esta solución se neutraliza con 120 ml de H_2SO_4 2N. ¿Cuál es la composición porcentual en masa de la solución?
- a) 30% NaOH ; 70% KOH
b) 40% NaOH ; 60% KOH
c) 50% NaOH ; 50% KOH
d) 35% NaOH ; 75% KOH
e) 25% NaOH ; 75% KOH
20. ¿Qué volumen de alcohol al 95% en masa y densidad 0,809 g/ml debe utilizarse para preparar 150 ml de alcohol al 30% en masa y densidad 0,957 g/mL?
- a) 53 ml b) 58 ml c) 46 ml
d) 56 ml e) 50 ml

CLAVES

- | | | | | |
|------|------|-------|-------|-------|
| 1. b | 5. d | 9. b | 13. c | 17. d |
| 2. c | 6. d | 10. b | 14. b | 18. b |
| 3. d | 7. a | 11. a | 15. b | 19. a |
| 4. c | 8. b | 12. b | 16. d | 20. d |

CINÉTICA QUÍMICA - EQUILIBRIO QUÍMICO

CINÉTICA QUÍMICA

Es la parte de la Química que estudia los mecanismos de reacción y los factores que influyen en la velocidad de una reacción química.

VELOCIDAD DE REACCIÓN (v)

Representa la rapidez en el cambio de concentración con respecto al tiempo.

Para un componente A de la reacción:

$$v_A = \frac{\Delta[A]}{\Delta t}$$

(-) : reactante (se consume)
(+) : producto (se forma)

$$\Rightarrow v_A = \frac{[A]_f - [A]_i}{t_f - t_i}$$

Donde: [A] : concentración molar ($[A] = \frac{n_A}{V}$)
 $\Delta[A] : [A]_f - [A]_i$
 Δt : intervalo de tiempo de reacción

LEY DE ACCIÓN DE MASAS (GULDBERG - WAAGE)

Establece que la velocidad instantánea de una reacción química es directamente proporcional al producto de las concentraciones gaseosas que sus reactantes tengan en dicho instante.

Para la reacción química representada por:



La ley de velocidad es:

$$v = K[A]^x [B]^y$$

Donde: v : velocidad instantánea.

K : constante específica de velocidad,
 $K = f(t)$

x : orden de reacción respecto al componente A

y : orden de reacción respecto al componente B

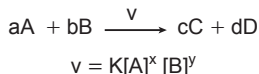
x+y : orden total de la reacción.

Características:

- Los valores de K, x e y se determinan experimentalmente.
- Al inicio la velocidad de reacción es máxima. A medida que se consumen los reactantes, la velocidad disminuye.
- Orden de reacción:** representa la dependencia matemática de la velocidad de reacción con respecto a la concentración. Es numéricamente igual a la suma de exponentes de las concentraciones en la ecuación de velocidad.
- Molecularidad:** indica el número de moléculas que intervienen, está determinada por los coeficientes estequiométricos
- Reacción elemental:** es aquella reacción en la que coinciden numéricamente el orden y la molecularidad. También se considera que desarrollan en una sola etapa.

Orden = Molecularidad \Rightarrow reacción elemental

Para el esquema:



Si la reacción es elemental: x = a; y = b

$$v = K[A]^a [B]^b$$

Cuadro de reacciones elementales

Orden n	Molecularidad (d)	Reacción	Velocidad
1	1	$A \rightarrow \text{productos}$	$V = K[A]$
2	2	$2A \rightarrow \text{productos}$ $A + B \rightarrow \text{productos}$	$V = K[A]^2$ $V = K[A][B]$
3	3	$3A \rightarrow \text{productos}$ $2A + B \rightarrow \text{productos}$ $A + B + C \rightarrow \text{productos}$	$V = K[A]^3$ $V = K[A]^2[B]$ $V = K[A][B][C]$

La mayoría de reacciones no ocurren en un solo paso, tal como lo observamos en una ecuación química, sino en varios pasos. A la secuencia de pasos por los cuales los reactivos se convierten en productos se denominan mecanismos de una reacción.

- **Reacción de orden cero:** es aquella que no depende de la concentración de los reactantes y se desarrolla a velocidad constante. Generalmente se produce sobre la superficie de sólidos.
- En las expresiones de velocidad de reacción no se incluyen a los componentes sólidos o líquidos puros presentes en las reacciones heterogéneas debido a que se considera que su concentración es constante.
- Las velocidades de los componentes de una reacción se relacionan de acuerdo a sus coeficientes: $aJ + bL \rightarrow cM$

$$\frac{v_J}{a} = \frac{v_L}{b} = \frac{v_M}{c}$$

Relación estequiométrica

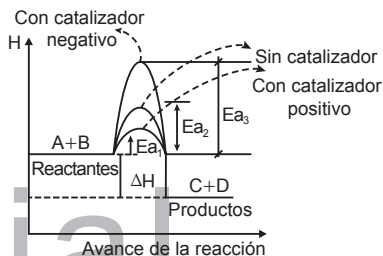
- En aquellas reacciones que se desarrollan por etapas, la etapa más lenta determina la cinética de la reacción.

TEORÍAS SOBRE LA CINÉTICA QUÍMICA

Teorías de choques. Establece que para que se produzca una reacción química, las especies reactantes tienen que colisionar adecuadamente. Los choques que conllevan a la formación de productos se denominan **choques efectivos** y tienen las siguientes características:

- Suficiente energía cinética
- Orientación espacial adecuada al momento del choque.
- Para lograr un mayor grado de conversión de reactantes a productos, se requiere incrementar el número de choques efectivos.

Teoría del complejo activado. Sostiene que a los reactantes se les debe suministrar cierta cantidad de energía llamada de activación de tal manera que adquieran un estado energético que les permita generar los productos. Además se forma una estructura intermedia entre reactantes y productos llamado complejo activado que en la mayoría de casos tiene vida media muy corta, aproximadamente 10^{-13} s.



FACTORES QUE INFLUYEN EN LA VELOCIDAD DE REACCIÓN

1. **Naturaleza de los reactantes:** depende de la composición y estructura química de las sustancias. Se puede observar que:
 - Por lo general las reacciones inorgánicas son más rápidas que las reacciones orgánicas.
 - Los iones se encuentran en un estado activado por lo tanto reaccionan rápidamente.
 - Los ácidos inorgánicos generan reacciones rápidas.
 - Los metales más activos son los alcalinos (IA), por ejemplo el sodio se disuelve violentamente en el agua.
 - Los metales de transición son menos reactivos.
2. **Tamaño de partícula:** a mayor grado de división de las partículas de los reactantes, aumenta la velocidad de reacción debido a que se incrementa la superficie total de contacto entre las sustancias.
3. **Concentración de los reactantes:** según la ley de acción de masas, a mayor concentración de los reactantes, mayor velocidad de reacción. Se debe a que al haber un mayor número de moléculas se incrementa el número de choques efectivos.
4. **Temperatura:** al aumentar la temperatura, aumenta la energía cinética de las moléculas y por lo tanto aumenta el número de choques efectivos. En muchas reacciones se cumple que por cada 10°C de incremento de temperatura, se duplica la velocidad de reacción.
5. **Acción de catalizadores:** los catalizadores son sustancias que modifican la velocidad de

una reacción química sin experimentar en sí algún cambio químico. Características:

- Los catalizadores modifican la energía de activación.
- Muchos catalizadores contienen metales de transición en estado puro o combinado: Fe, Ni, MnO₂, FeCl₃, V₂O₅, ...
- Un catalizador interviene en reacciones químicas que son factibles de realizar.
- La acción de un catalizador es específica, aunque algunos influyen en muchas reacciones.
- No se consume en la reacción.
- Una cantidad pequeña de catalizador influye considerablemente en la velocidad de reacción.
- No modifica el estado de equilibrio de las reacciones reversibles.

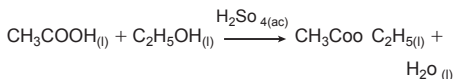
TIPOS DE CATALIZADOR

- **Catalizador positivo:** es aquel que acelera la velocidad de reacción disminuyendo la energía de activación.
- **Catalizador negativo:** disminuye o retarda la velocidad de una reacción porque aumenta la energía de activación, se llama inhibidor.

TIPOS DE CATÁLISIS

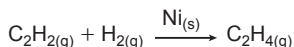
- **Catálisis homogénea:** se produce cuando el catalizador y los componentes de la reacción se encuentran en una sola fase.

Ejemplo: esterificación del ácido acético



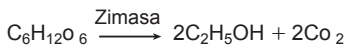
- **Catálisis heterogénea:** ocurre cuando el catalizador y los componentes de la reacción se encuentran en diferentes fases.

Ejemplo: hidrogenación de acetileno



- **Catálisis enzimática:** las enzimas son compuestos orgánicos que catalizan de manera específica a una o muy pocas reacciones

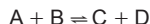
Ejemplo: fermentación enzimática de la glucosa.



EQUILIBRIO QUÍMICO

En una reacción reversible, los reactivos reaccionan para formar productos y los productos reaccionan para formar reactivos hasta que alcancen un estado de equilibrio dinámico; todo a una determinada temperatura.

Cada una de estas reacciones se desarrollan a una determinada velocidad; a la velocidad con la cual reaccionan los reactivos se le llama velocidad de la reacción de avance o directa (vd) y a la velocidad con la cual reaccionan los productos se le llama velocidad de la reacción inversa (vi). Sea la reacción reversible:



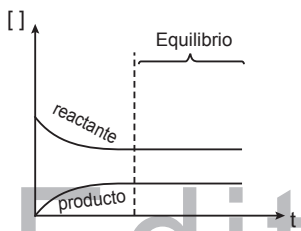
Entonces la reacción: $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C} + \text{D}$ es considerada reacción de avance o directa y se desarrolla a la velocidad vd.

La reacción: $\text{C} + \text{D} \rightarrow \text{A} + \text{B}$ es considerada reacción inversa y se desarrolla a la velocidad vi.

Ahora, al inicio de la reacción la vd es mayor que la vi, pero a medida que transcurre la reacción la concentración de los reactivos disminuye y por lo tanto la vd disminuye mientras que la concentración de los productos aumenta y por lo tanto la vi aumenta, luego de un determinado tiempo se llegan a igualar la vd y vi, justo en este momento se alcanza el **equilibrio químico**.

CARACTERÍSTICAS DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

- A nivel molecular o iónico es un equilibrio dinámico porque ambas velocidades siguen desarrollándose.
- Desde el punto de vista físico es un equilibrio estático al mantenerse constantes la presión, volumen y temperatura.
- Es independiente de las cantidades iniciales. Además, también se alcanza si se empieza con los productos.
- Una vez alcanzado el equilibrio las concentraciones se mantienen constantes.

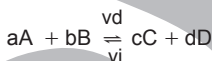


- No es afectada por un catalizador.
- Se altera con el cambio de temperatura.

CONSTANTE DE EQUILIBRIO QUÍMICO

Aunque dos reacciones diferentes pueden alcanzar el equilibrio, las cantidades con las cuales las sustancias llegan al denominado equilibrio químico pueden ser diferentes; entonces un parámetro para medir cuantitativamente el estado de equilibrio es la expresión de la constante de equilibrio.

Sea la reacción:



$$v_d = K_1[A]^a[B]^b; v_i = K_2[C]^c[D]^d$$

Llegado al equilibrio químico, se cumple: $v_d = v_i$

$$K_1[A]^a[B]^b = K_2[C]^c[D]^d$$

La constante de equilibrio será:

$$K_e = \frac{K_1}{K_2} \Rightarrow K_e = \frac{[\text{Productos}]}{[\text{Reactantes}]}$$

Para la reacción:

$$K_c = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

K_c : constante de equilibrio en función de las concentraciones.

Donde los corchetes [] indican la concentración molar de las sustancias contenida en ellas y los exponentes son los coeficientes que tiene cada sustancia en la ecuación química balanceada.

Para una determinada temperatura, el valor de K es constante. A medida que cambia la temperatura, el valor de K se modifica

Al expresar el equilibrio de una ecuación que contiene un sólido, el sólido no se considera en la expresión de equilibrio. Se omite el sólido porque, a temperatura constante, su concentración (que se determina por su densidad) en mol/L es constante y no cambiará. El valor de la concentración de un sólido se incluye automáticamente en la constante de equilibrio.

Si el valor de K_c para una reacción es:

- **Mayor que 1**; entonces en el equilibrio existe mayor cantidad de los productos que de los reactivos, por lo tanto la reacción tiene una buena eficiencia
- **Menor que 1 pero mayor que cero**; entonces en el equilibrio existe mayor cantidad de reactivos que de productos.
- **Igual a 1**; entonces en el equilibrio es igual al producto de las concentraciones de los productos y reactivos.

En el caso que en una reacción reversible tenga una sustancia gaseosa o todas sean gaseosas, entonces se puede determinar la constante de equilibrio en función de las presiones (K_p), cuyo cálculo es similar al K_c sólo que en vez de concentraciones se coloca la presión de los gases que intervienen.

De la reacción general anterior:

$$K_p = \frac{(P_C)^c (P_D)^d}{(P_A)^a (P_B)^b}$$

P_i : presión parcial del gas

K_p : constante de equilibrio en función de las P_i

RELACIÓN ENTRE K_p y K_c :

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$$

Donde:

R : constante de los gases.

T : temperatura de la reacción en Kelvin.

Δn : diferencia entre la suma de los coeficientes de los productos con la suma de los coeficientes de los reactivos de la ecuación balanceada.

$$\Delta n = \sum \text{coeficientes (Productos)} - \sum \text{coeficiente (Reactantes)}$$

Observación:

Generalmente por comodidad la constante de equilibrio se escribe sin unidades, pero no significa que sea adimensional.

TIPOS DE EQUILIBRIO QUÍMICO

- Equilibrio homogéneo.** Las sustancias participantes, están en la misma fase o estado (gaseoso o líquido).

Ejemplo:

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}; \quad K_p = \frac{(P_{\text{NH}_3})^2}{(P_{\text{N}_2})(P_{\text{H}_2})^3}$$

$$\Delta n = 2 - (3 + 1) = -2 \quad \therefore K_p = K_c(RT)^{-2}$$

- Equilibrio heterogéneo.** De las sustancias participantes, al menos dos de ellas están en diferentes fases.

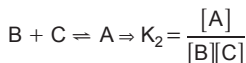
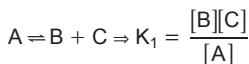
Ejemplo:

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3]^4}{[\text{Cl}_2]^6[\text{P}_4]} = \frac{1}{[\text{Cl}_2]^6}; \quad K_p = \frac{1}{(P_{\text{Cl}_2})^6}$$

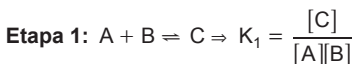
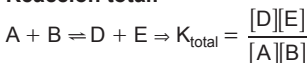
$$\Delta n = 0 - (6 + 0) = -6 \quad \therefore K_p = K_c(RT)^{-6}$$

PROPIEDADES DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

- Su valor solo depende de la temperatura.
- La constante de equilibrio no depende del mecanismo de reacción.
- Al invertir el sentido de la reacción, la nueva constante es recíproca de la anterior.

Ejemplo:

- En una reacción por etapas la constante de equilibrio de la reacción total es igual al producto de las constantes de equilibrio de las etapas.

**Reacción total:****PRINCIPIO DE LE CHATELIER**

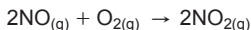
Si sobre un sistema que se encuentra en equilibrio químico se realiza alguna perturbación que tienda a alterar dicho estado; el sistema reacciona contrarrestando la variación producida para restablecer el estado de equilibrio. Se puede interpretar como un principio de acción y reacción en los procesos químicos; es decir, que ante un cambio efectuado sobre un estado de equilibrio el sistema reacciona en sentido contrario.

Ahora analizaremos cada factor que altera el equilibrio químico:

- A mayor temperatura; si la reacción es exotérmica, se desplaza hacia el lado de menor energía, es decir hacia los reactantes. Si la reacción es endotérmica, se desplaza hacia el lado de mayor energía, es decir hacia los productos.
- A mayor presión, la reacción se desplaza hacia el miembro de menor número de moles gaseosos.
- Al aumentar la concentración de un componente; si se trata de un reactivo, la reacción se desplaza hacia la derecha. Si se trata de un producto, la reacción se desplaza hacia la izquierda.
- La presencia de un catalizador varía la velocidad de reacción en ambos miembros, con la misma intensidad, manteniendo constante las concentraciones de los componentes; por lo tanto el equilibrio no se altera.

EJERCICIOS RESUELTOS

1. ¿En cuántas veces se incrementará la velocidad de la reacción?



Si el volumen del recipiente en el cual se realiza dicha reacción disminuye 3 veces.

Resolución:

Por la ley de acción de masas:

$$v = K[\text{NO}]^2 [\text{O}_2]$$

Entonces, si el volumen disminuye 3 veces, se tiene:

$$v' = K \left(\frac{n_{\text{NO}}}{V/3} \right)^2 \left(\frac{n_{\text{O}_2}}{V/3} \right) \Rightarrow v' = K \left(\frac{3n_{\text{NO}}}{V} \right)^2 \left(\frac{3n_{\text{O}_2}}{V} \right)$$

$$v' = K \times 9[\text{NO}]^2 \times 3[\text{O}_2]$$

De (α): $v' = 27v \Rightarrow$ aumenta 27 veces

2. Los tres factores más importantes en el aumento de la velocidad de las reacciones químicas son:

- Temperatura, viscosidad, densidad.
- Presión, volumen, catalizador.
- Tensión superficial presión, catalizador.
- Temperatura, densidad, concentración.
- Concentración, temperatura, catalizador.

Resolución:

Las más importantes son concentración, temperatura y catalizador.

∴ Rpta.: V

3. Respecto a la ley de acción de masas y la cinética de una reacción; no es de importancia:

- Temperatura
- Concentración (actividad) de sustancias
- Tipo y material del reactor
- Tamaño de partículas de reactantes

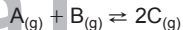
Resolución:

La velocidad de reacción está determinada por la naturaleza de las sustancias reactantes, además de otros factores como son la temperatura, la concentración de los reactantes, el

tamaño de las partículas que reaccionan y el efecto de un catalizador.

∴ Rpta.: III

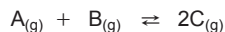
4. En un recipiente se tiene una mezcla de 1 mol de A y 1 mol de B al reaccionar ambas sustancias se consumen 0,2 moles de A estableciéndose el siguiente equilibrio a 400 °C.



Calcular Kc.

Resolución:

Analizando la reacción:



Inicio : 1 mol 1 mol —

Avance : 0,2 mol 0,2 mol —

Equilibrio : 0,8 mol 0,8 mol 2(0,2 mol)

$$\text{Entonces: } K_c = \frac{[\text{C}]^2}{[\text{A}][\text{B}]} = \frac{(0,4)^2}{(0,8)(0,8)}$$

$$\Rightarrow K_c = 0,25$$

5. En un recipiente de 1 litro se mezclan 0,5 moles de N_2O_4 y 0,1 moles de NO_2 , a una determinada temperatura, estableciéndose el siguiente equilibrio:

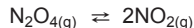


Si la concentración final de NO_2 en el equilibrio es 0,3 M, ¿cuál(es) de la(s) siguiente(s) afirmación(es) es (son) correcta(s)?

- El valor de la constante de equilibrio es 0,225.
- La concentración del N_2O_4 en el equilibrio es 0,4 M.
- Reaccionan 0,4 moles de N_2O_4 inicial.

Resolución:

Según los datos, analizamos en la reacción:



Inicio : 0,5 mol 0,1 mol

Avance : x —

Equilibrio : 0,5 - x $\underbrace{0,1 + 2x}_{0,3}$

$$0,1 + 2x = 0,3 \Rightarrow x = 0,1$$

$$\Rightarrow K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = \frac{(0,3)^2}{(0,5 - 0,1)} = 0,225$$

∴ Rpta.: i y ii

EJERCICIOS PROPUESTOS

1. Indicar cuántas proposiciones son no incorrectas:

- La velocidad de una reacción química al inicio es mayor.
- El empleo de un catalizador altera la energía de activación.
- La cinética de una reacción es indiferente al grado de división de los reactantes.
- La velocidad del consumo es constante en el desarrollo de la reacción.
- La velocidad de una reacción química depende de la naturaleza de los reactantes.

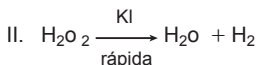
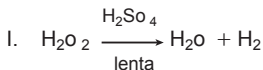
- a) 1 b) 2 c) 3
d) 4 e) 5

2. De las siguientes reacciones químicas, ¿cuál de ellas tiene una velocidad de reacción de los reactantes lenta al inicio del proceso químico?

- $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$ (o curre a 80 °C)
- $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$ (o curre a 100 °C)

- a) imposible precisarlo b) i
c) Ninguna d) iguales
e) ii

3. Para las siguientes reacciones, ¿cuál de los catalizadores usados es un inhibidor?



- a) ii b) i c) iguales
d) Ninguna e) No se puede precisar.

4. En la siguiente reacción química, decir en cuál de ellas es mayor la velocidad de reacción de los reactantes.

- C_3H_8 (1 M) + $\text{O}_{2(g)}$ (20%) $\rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- C_3H_8 (1 M) + $\text{O}_{2(g)}$ (90%) $\rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

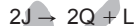
- a) i b) ii c) iguales
d) Ambos e) imposible precisarlo

5. Respecto a la ley de acción de masas y la cinética de una reacción; no es de importancia:

- Temperatura
- Concentración de sustancias
- Tipo y material del reactor
- Orden de la reacción y catalizador
- Tamaño de partículas de reactantes
- Naturaleza de sustancias

- a) Solo i b) ii y iii c) Solo iii
d) iV y V e) Solo Vi

6. En la siguiente reacción elemental, ¿cómo cambiará la velocidad respecto a J, si el volumen del recipiente en el que se realiza la reacción disminuye a la mitad?



- a) Aumenta 9 veces b) Aumenta 3 veces
c) Aumenta 4 veces d) Aumenta 27 veces
e) Disminuye 4 veces

7. Para la reacción sencilla:



La velocidad de reacción es $1,05 \times 10^{-2} \text{ mol/L.s}$.
Si: $K = 3,5 \times 10^{-3} \text{ s}^{-1}$, ¿cuál es la concentración de A en mol/L?

- a) $3,0 \times 10$ b) $3,0 \times 10^{-5}$ c) $3,0 \times 10^2$
d) $3,0 \times 10^{-1}$ e) $3,0 \times 10^{-2}$

8. Para la reacción sencilla: $2\text{A} \rightarrow \text{B}$, cuando la concentración de A es 0,1 M, la velocidad de la reacción es $0,02 \text{ M.s}^{-1}$. Calcule la constante de velocidad K.

- a) $2,0 \text{ M}^{-1}.\text{s}^{-1}$ b) $0,2 \text{ M}^{-1}.\text{s}^{-1}$

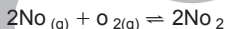
- c) $2,0 \text{ M.s}^{-1}$ d) $0,2 \text{ s}^{-1}$
 e) $1,0 \text{ M.s}^{-1}$

9. En el sistema: $\text{Co}_{(g)} + \text{Cl}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{CoCl}_{2(g)}$

La concentración de Co aumenta desde $0,03 \text{ mol/L}$ hasta $0,12 \text{ mol/L}$ y la del cloro desde $0,02$ hasta $0,06 \text{ mol/L}$. ¿cuántas veces aumenta la velocidad directa?

- a) 5 b) 8 c) 10
 d) 12 e) 15

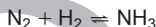
10. ¿En cuántas veces se incrementará la velocidad de la reacción?



Si el volumen del recipiente en el cual se realiza dicha reacción disminuye 3 veces.

- a) 27 b) 9 c) 15
 d) 21 e) 33

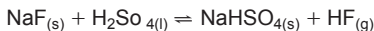
11. En la reacción de síntesis de Haber-Bosch:



Si la velocidad de consumo de N_2 es $0,8 \text{ mol-g/L.min}$ calcular la velocidad de formación del NH_3 . Dar la respuesta en mol-g/L.min .

- a) 0,8 b) 2,4 c) 1,6
 d) 0,2 e) 0,1

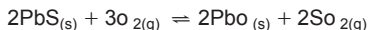
12. Marque verdadero (V) o falso (F) para la siguiente reacción en equilibrio a 900 K .



- i. Se cumple: $K_c = K_p$
 ii. Es un equilibrio homogéneo
 III. $K_c = [\text{NaF}]^2$

- a) VVV b) FFF c) VFF
 d) FVF e) FFV

13. indique cuál de las alternativas corresponde a la expresión de la constante de equilibrio en:



- i. $K_c = \frac{[\text{Pbo}]^2 [\text{SO}_2]^2}{[\text{PbS}]^2 [\text{O}_2]^3}$ ii. $K_c = \frac{[\text{O}_2]^2}{[\text{SO}_2]^2}$

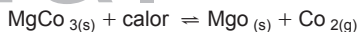
$$\text{III. } K_c = 1$$

$$\text{iv. } K_p = \frac{(P_{\text{SO}_2})^2}{(P_{\text{O}_2})^3}$$

$$\text{V. } K_p = \frac{(P_{\text{SO}_2})^3}{P_{\text{O}_2}}$$

- a) i b) ii c) iii
 d) iv e) V

14. El siguiente equilibrio se realiza a 327°C :

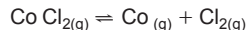


Determine la expresión K_c

- a) $K_c = 1$ b) $K_c = K_p$
 c) $K_c = [\text{Co}_2]$ d) $K_c = \frac{[\text{MgCO}_3]}{[\text{MgO}]}$

$$\text{e) } K_c = \frac{[\text{MgO}][\text{CO}_2]}{[\text{MgCO}_3]}$$

15. Sea la reacción en equilibrio, a cierta temperatura:

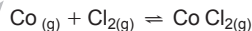


[] mol/L: 2 M 3 M 1 M

Hallar el valor de K_c

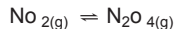
- a) 0,5 b) 2 c) 1
 d) 1,5 e) 3

16. Hallar K_c/K_p a 727°C para el sistema en equilibrio:



- a) 0,082 b) 41 c) 0,041
 d) 82 e) 1

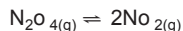
17. El siguiente equilibrio se realiza a 527°C :



Si la $P_{\text{N}_2\text{O}_4} = 2 \text{ atm}$ y $K_p = 8$; hallar P_{NO_2}

- a) 0,1 b) 0,2 c) 0,5
 d) 0,3 e) 0,8

18. Determine el valor de K_p en:



si en la reacción: $2\text{N}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$

$K_p = 0,25$ a la misma temperatura

- a) 1 b) 2 c) 3
d) 4 e) 5

- 19.Cuál de las siguientes alternativas es necesario aplicar para disminuir la concentración del amoníaco en:



- a) Agregar NH_3
b) Aumentar la presión
c) Disminuir la presión
d) Agregar un catalizador
e) Aumentar el volumen

20. Se tienen las siguientes reacciones en equilibrio, cuál(es) de las reacciones se desplazarán hacia la izquierda al disminuir la temperatura.

- i. $\text{PCl}_5(\text{g}) + 92,5 \text{ kJ} \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$
II. $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g}) + 9,45 \text{ kJ}$
iii. $\text{C}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + 131 \text{ kJ} \rightleftharpoons \text{Co}(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$
a) Solo i b) Solo ii c) Solo iii
d) i y ii e) i y iii

CLAVES

- | | | | | |
|------|------|-------|-------|-------|
| 1. c | 5. c | 9. d | 13. d | 17. c |
| 2. b | 6. b | 10. a | 14. c | 18. d |
| 3. b | 7. d | 11. c | 15. d | 19. b |
| 4. b | 8. a | 12. b | 16. d | 20. e |

ÁCIDOS Y BASES

Algunos de los procesos más importantes de los sistemas químicos y biológicos son reacciones ácido-base en disolución acuosa. Pero preguntémonos, ¿qué son ácidos y qué son bases? Vamos a intentar establecer las propiedades de los ácidos y de las bases a partir de nuestras observaciones ordinarias.

Características de los ácidos

- Tienen sabor agrio.
- Cambian de color a los pigmentos vegetales.
- Oxidan a los metales produciendo sal e hidrógeno (corrosión).
- Reaccionan con los hidróxidos formando sal y agua (neutralización).
- Enrojecen el papel indicador tornasol.

Características de las bases

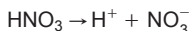
- Tienen sabor amargo.
- Son jabonosas al tacto.
- Reaccionan con ácidos (neutralización).
- Ponen de color azul al papel tornasol.
- Actúan en forma opuesta a los ácidos frente a los pigmentos vegetales.

Existen diversas teorías para identificar un ácido y una base.

TEORÍA DE ARRHENIUS

Se aplica principalmente a las soluciones de las sustancias, generalmente acuosas. Es un criterio funcional, es decir basado en ciertas funciones químicas.

Ácido. Sustancia que en solución acuosa libera iones hidrógeno (H^+)



Base. Sustancia que en solución acuosa libera iones hidróxido (OH^-)



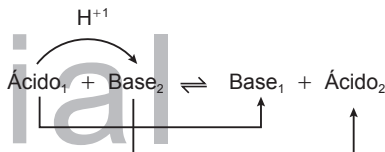
TEORÍA DE BRONSTED Y LOWRY

Tiene aplicación en las reacciones de transferencia del ion hidrógeno (H^+) llamado también protón. A estas reacciones se les denomina protólisis.

Ácido: sustancia que dona protones (H^+)

Base: sustancia que acepta protones

Esquema de una reacción de protólisis



Anfoterismo. Es el término general que describe la habilidad de una sustancia para reaccionar como ácido o como base. Se dice que una sustancia es anfiprótica cuando exhibe anfoterismo aceptando o donando un protón, H^+ .

Ejemplo:

H_2O ; $HClO$; HSO_3^{-1} ; etc.

Son anfóteros los hidróxidos de elementos de transición y los alcoholes.

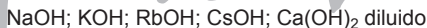
ÁCIDOS Y BASES FUERTES:

Son aquellas sustancias que en solución se encuentran prácticamente disociadas en un 100% mediante una reacción irreversible.

Los ácidos más fuertes son:



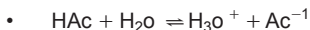
Las bases más fuertes son:



ÁCIDOS Y BASES DÉBILES:

Se caracterizan porque en solución se encuentran disociados generalmente en menos del 5%. Desarrollan una reacción de disociación reversible que queda descrita mediante una constante de equilibrio de disociación o ionización K_i que se denota K_a para los ácidos débiles y K_b para las bases débiles.

Ejemplos:



$$K_c = \frac{[H_3O^+][Ac^{-1}]}{[HAc][H_2O]}$$

$$\underbrace{K_c [H_2O]}_{K_a} = \frac{[H_3O^+][Ac^{-1}]}{[HAc]}$$

$$K_a = \frac{[H_3O^+][Ac^{-1}]}{[HAc]}$$



$$K_c = \frac{[NH_4^{+1}][OH^{-1}]}{[NH_3][H_2O]}$$

$$\underbrace{K_c [H_2O]}_{K_b} = \frac{[NH_4^{+1}][OH^{-1}]}{[NH_3]}$$

$$K_b = \frac{[NH_4^{+1}][OH^{-1}]}{[NH_3]}$$

POTENCIAL DE HIDRÓGENO (pH)

Es una forma de representar la concentración de iones hidrógenos (H^{+1}) o hidronio (H_3O^{+1}) en soluciones muy diluidas. Fue propuesta por Sørensen mediante la siguiente expresión:

$$pH = -\log[H^{+}] \Rightarrow [H^{+}] = 10^{-pH}$$

Ejemplos:

$$[H^{+}] = 10^{-2} M \Rightarrow pH = 2$$

$$[H^{+}] = 10^{-6} M \Rightarrow pH = 6$$

$$[H_3O^{+1}] = 10^{-3} M \Rightarrow pH = 3$$

A mayor pH, menor acidez de la solución

POTENCIAL DE OXIDRILLO (pOH)

En forma análoga al pH, se expresa mediante la expresión:

$$pOH = -\log [OH^{-1}] \Rightarrow [OH^{-1}] = 10^{-pOH}$$

Ejemplos:

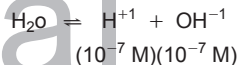
$$[OH^{-1}] = 10^{-1} M \Rightarrow pOH = 1$$

$$[OH^{-1}] = 10^{-5} M \Rightarrow pOH = 5$$

A mayor pOH, menor es la basicidad de la solución

PRODUCTO IÓNICO DEL AGUA (Kw)

El agua se puede considerar como un ácido o una base muy débil. A 25°C su disociación se puede representar:



Se llama producto iónico del agua a:

$$K_w = [H^{+1}][OH^{-1}]$$

en el agua o en una solución acuosa se cumple a 25°C: $K_w = (10^{-7})(10^{-7}) = 10^{-14}$

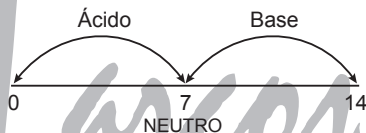
$$[H^{+1}][OH^{-1}] = 10^{-14}$$

además, aplicando logaritmos y ordenando:

$$pH + pOH = 14$$

para el agua $[H^{+1}] = 10^{-7} M \Rightarrow pH = 7$

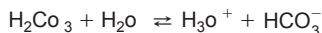
Escala de pH

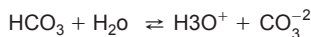


INDICADORES COLORIMÉTRICOS ÁCIDO - BASE

Son sustancias generalmente de origen orgánico que tienen la propiedad de adoptar una coloración característica frente a un ácido y diferente coloración al interactuar frente a una base.

Indicador	Medio ácido	Medio básico
Papel tornasol	Rojo	Azul
Fenoltaleína	incoloro	rojo grosella
Rojo de metilo	Rojo	Amarillo
anaranjado de metilo	Anaranjado	Amarillo





Señale lo correcto:

- a) El agua se comporta como ácido
 b) El HCO_3 es una especie anfótera
 c) El HCO_3 siempre acepta un protón
 d) El agua es una especie anfótera
 e) El H_3O^+ es la base conjugada.
6. Para la siguiente reacción:

$$\text{NH}_{3(l)} + \text{NH}_{3(l)} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{NH}_2^-$$

 Se cumple que:
 a) El NH_3 sólo es una base de Brønsted
 b) El NH_2^- es el ácido conjugado
 c) El NH_4^+ es la base conjugada
 d) El NH_3 y NH_4^+ son pares conjugados
 e) El NH_4^+ y NH_2^- son pares conjugados entre sí.
7. En la reacción que se da a continuación:

$$\text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}_{(ac)}^+ + \text{OH}_{(ac)}^-$$

 i. Se conoce como autoionización del agua
 ii. La $[\text{H}_3\text{O}^+]$ es igual a la $[\text{OH}^-]$
 iii. El agua actúa como ácido y base
 IV. El producto iónico $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$ es la constante iónica del agua.
 a) VFFV b) FVVV c) VVVV
 d) VFVF e) FVVV
8. Respecto al agua se puede decir que:
 a) Tiene sólo propiedades ácidas
 b) Es un electrólito fuerte
 c) Su producto iónico es alto
 d) $K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$
 e) Tiene sólo propiedades básicas.
9. El pH indica:
 a) La cantidad de soluto
 b) La cantidad de solvente
 c) La concentración de H^+
 d) Que la solución es ácido si es mayor que 7
 e) Que la solución es básica si es menor que 7
10. Completar la expresión: "En una solución..... el pH es mayor quey se neutraliza con una solución....."
 a) ácida - siete - básica
 b) neutra - cero - ácida
 c) ácida - cero - neutra
 d) básica - siete - ácida
 e) básica - catorce - básica
11. Cuando un ácido o una base setotalmente en el agua se dice que son
 a) neutralizan - anfóteros
 b) mezclan - reactantes
 c) ionizan - electrólitos débiles
 d) ionizan - electrólitos fuertes
 e) autoionizan - electrólitos débiles.
12. ¿Cuál es el pH de una solución 0,001 N de HNO_3 ?
 a) 2 b) 11 c) 3
 d) 4 e) 1
13. ¿Cuál es el pH de una solución de NaOH, que tiene una concentración 0,01 M?
 a) 2 b) 1 c) 12
 d) 13 e) 14
14. Una solución de ácido clorhídrico tiene un pH = 2. Entonces su concentración será:
 a) 1×10^{-2} b) 1×10^{-2} c) 1×10^{12}
 d) 1×10^{-12} e) 1×10^9
15. Los mL de $\text{HCl}_{(ac)}$ 0,15 N requeridos para neutralizar 30 mL de KOH 0,25 M son:
 a) 50 b) 30 c) 500
 d) 300 e) 150
16. ¿Cuántos gramos de NaOH se necesitan para neutralizar 0,5 equivalentes gramo de HNO_3 ? Dato: $\text{PF}(\text{NaOH}) = 40$
 a) 20 b) 30 c) 500
 d) 300 e) 150

CLAVES

- | | | | |
|------|------|-------|-------|
| 1. c | 5. b | 9. c | 13. c |
| 2. a | 6. d | 10. d | 14. b |
| 3. d | 7. c | 11. d | 15. a |
| 4. c | 8. d | 12. c | 16. a |

ELECTROQUÍMICA - PILAS ELECTROQUÍMICAS

ELECTROQUÍMICA

Es aquella parte de la Química que estudia la interconversión entre la energía eléctrica y la energía química, mostrándonos múltiples aplicaciones.

ELECTRÓLISIS

Es el proceso por el cual una sustancia química llamada electrolito se descompone por el paso de la corriente eléctrica continua, siendo el proceso una reacción redox no espontánea.

Estos procesos se efectúan en las denominadas celdas electrolíticas, las que contienen al electrolito y los electrodos respectivos.

ELEMENTOS DE LA ELECTRÓLISIS

- **Celda o cuba electrolítica.** Es el recipiente donde se realiza el proceso electrolítico.

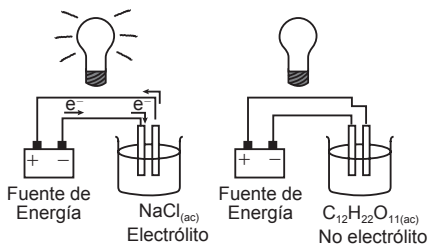
- **Electrólitos.** Son aquellas sustancias que contienen iones en movimiento cuando están disueltas en agua o fundidas, lo que las hace conductoras.

Una sustancia, dependiendo del estado físico en el que se encuentra puede ser electrolito o no. Por ejemplo el NaCl en estado sólido no es electrolito, pero sí lo es líquido o disuelto en agua.

- **Electrodos.** Son superficies conductoras que al entrar en contacto con el electrolito logran que éste entre en reacción.

Si el electrodo participa en la reacción y sufre cambios químicos en el proceso se dice que es soluble o reactivo (Zn; Cu; Ag; Fe; Sn; etc.)

Si el electrodo no participa en la reacción y por lo tanto no sufre cambios químicos se dice que es inerte (grafito; Pt; Pd; et .).



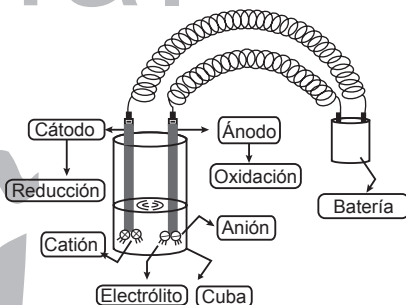
Por definición

Ánodo; es el electrodo donde ocurre el fenómeno de la oxidación (se pierden electrones)

Cátodo; es el electrodo donde ocurre el fenómeno de la reducción (se ganan electrones).

Observación:

El ánodo y el cátodo se definen de acuerdo al proceso que se verifica, y no, por el signo



Ejemplos:

- **Electrólisis del cloruro de sodio fundido.**

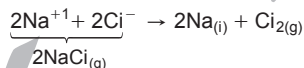
En el estado fundido, el cloruro de sodio, se disocia en iones Na⁺ y Cl⁻

En el ánodo, se obtiene cloro: $2\text{Cl}^{-1} \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^{-}$

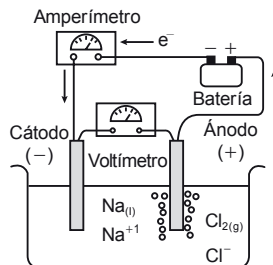
En el cátodo, se produce sodio:



La reacción neta es:



El sodio producido es un líquido, y flota en la superficie. El cloro gaseoso que se libera, burbujea en el electrodo respectivo.



Observaciones:

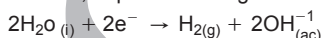
- Un gas verde pálido, que es el cloro, Cl_2 , se libera en un electrodo (ánodo).
- Se forma sodio metálico fundido, Na, de aspecto blanco-plateado en el otro electrodo (cátodo) y flota sobre el cloruro sódico fundido.

- **Electrólisis del cloruro de sodio acuoso.** Tanto en el ánodo como en el cátodo, pueden ocurrir varias reacciones. Las reacciones más probables son:

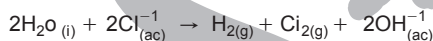
En el ánodo, se produce cloro:



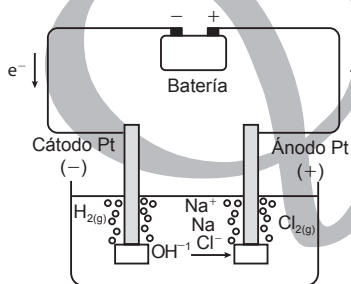
En el cátodo, se produce hidrógeno e iones OH^{-1}



La reacción neta es:



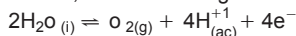
Durante el proceso de electrólisis, la concentración de los iones Cl^{-1} disminuye y la de los iones OH^{-1} aumenta, por ello se puede obtener NaOH como subproducto.

**Observaciones:**

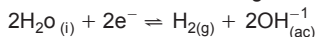
- Se libera H_2 gas en un electrodo (cátodo). La disolución se hace más básica en esa vecindad, por la formación de NaOH.
- Se libera Cl_2 gas en el otro electrodo (ánodo).

- **Electrólisis del agua.** Se verifica en una disolución 0,1M de H_2SO_4 .

En el ánodo, se obtiene oxígeno.

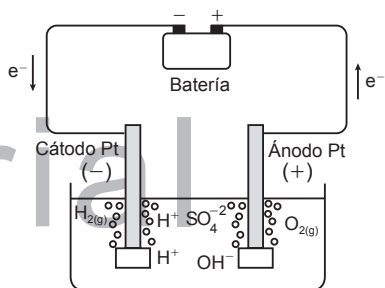


En el cátodo, se obtiene hidrógeno:



La reacción neta es: $2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons 2\text{H}_{2(\text{g})} + \text{O}_{2(\text{g})}$

Observe que no hay consumo neto de H_2SO_4 .

**Observaciones:**

- Los gases hidrógeno y oxígeno aparecen como pequeñas burbujas en los electrodos.
- Por estequiometría, el volumen del hidrógeno es el doble que el del oxígeno.

APLICACIÓN INDUSTRIAL DE LA ELECTRÓLISIS:

- En la obtención de ciertos metales con alto grado de pureza. Por ejemplo, suspendiendo ánodos de cobre metalúrgico (*blister*) en cubas con solución de CuSO_4 , y cátodos de cobre puro, se obtiene en el cátodo cobre con más de 99,5% de pureza.
- **Galvanoplastia.** Es la técnica de recubrimiento de superficies, mediante electrólisis: plateado; cromado; niquelado; zincado; etc.

LEYES DE FARADAY

Primera ley. La cantidad de sustancia que se libera o se deposita en un electrodo es proporcional a la carga que pasa por la celda electrolítica.

$$1 \text{ faraday} = 96\,500 \text{ coulombs} = 6,023 \times 10^{23} \text{e}^{-}$$

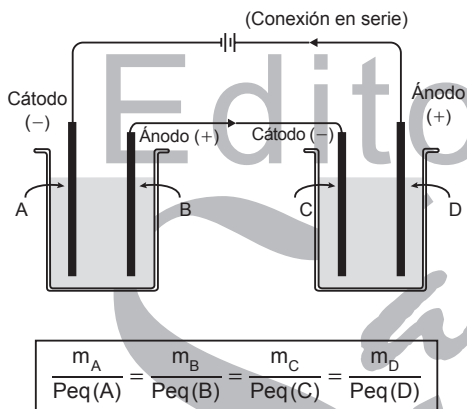
$$Q = I \times t \begin{cases} q \text{ en coulombs} \\ I \text{ en amperios} \\ t \text{ en segundos} \end{cases}$$

$$\# \text{ Eq-g} = \frac{Q}{P_{\text{eq}}} = n \times \theta = \frac{Q}{96\,500}$$

Recordar:

$$n = \frac{W}{M} = \frac{N \cdot \text{moléculas}}{N_0} = \frac{V}{V_m}$$

Segunda ley. Si por dos o más celdas electrolíticas conectadas en serie pasa la misma carga, la cantidad de sustancia depositada en cada electrodo es proporcional a sus masas equivalentes.



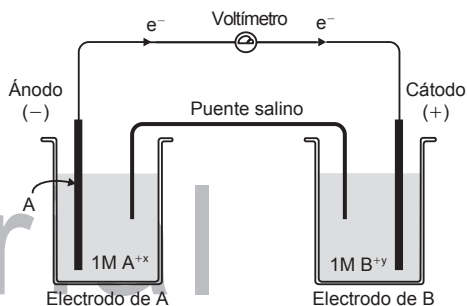
Consideraciones:

1. Al paso de 1 *faraday* de corriente eléctrica, se deposita o se libera 1Eq-g de sustancia.
2. Al paso de 1 *coulomb* de carga eléctrica, se deposita o se libera 1 Eq-g de sustancia.
3. Si circula 1 *faraday*, están pasando $6,023 \times 10^{23}$ electrones.

PILAS ELECTROQUÍMICAS

Celda galvánica o pila electroquímica. En este dispositivo la espontaneidad de las reacciones redox generan corriente eléctrica continua. Para ello las reacciones de oxidación y de reducción se efectúan en recipientes físicamente separados.

Los electrodos están sumergidos en soluciones electrolíticas y ambos se interconectan externamente mediante alambres conductores a un voltímetro y además las soluciones electrolíticas están conectadas por un puente salino cuya función es evitar la polarización de las semiceldas manteniendo la electroneutralidad del circuito tal como se muestra en la figura



En el puente salino generalmente existe una solución salina del KCl.

Cuando el sistema funciona se verifican

- En el ánodo, hay oxidación (pérdida de electrones): $A_{(s)} \rightarrow A_{(ac)}^{+x} + xe^{-}$
- En el cátodo hay reducción (ganancia de electrones): $B_{(ac)}^{+y} + ye^{-} \rightarrow B_{(s)}$

La reacción neta es igualando previamente los electrones ganados y perdidos.

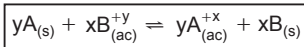
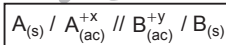
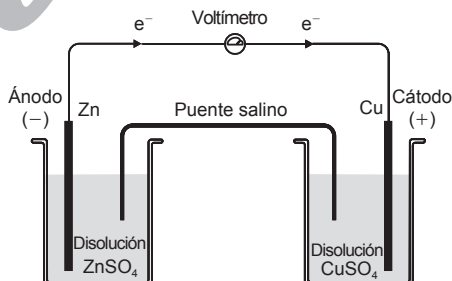


DIAGRAMA DE CELDA

Es la notación convencional para representar una celda galvánica. A la izquierda, se escribe el ánodo (donde ocurre oxidación), y a la derecha, el cátodo (donde ocurre reducción).



Pila de Daniell. Consiste en una barra de zinc sumergida en una disolución de $ZnSO_4$ y una barra de cobre sumergida en una disolución de $CuSO_4$. Esta pila produce 1,1 V.



En el ánodo, hay oxidación: $\text{Zn}_{(s)} \rightarrow \text{Zn}_{(ac)}^{+2} + 2e^{-}$

En el cátodo, hay reducción: $\text{Cu}_{(ac)}^{+2} + 2e^{-} \rightarrow \text{Cu}_{(s)}$

La reacción neta, es: $\text{Zn}_{(s)} + \text{Cu}_{(ac)}^{+2} \rightarrow \text{Zn}_{(ac)}^{+2} + \text{Cu}_{(s)}$

y el diagrama de celda es:



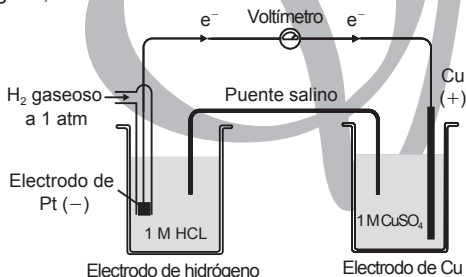
POTENCIAL DE UNA CELDA GALVÁNICA

Es la diferencia de potencial entre los dos electrodos. También se llama voltaje de la celda o fuerza electromotriz (fem).

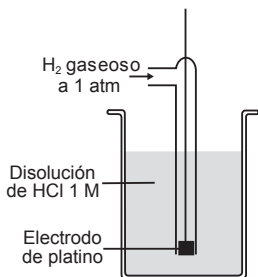
Potencial estándar o normal de electrodo. Corresponde a una reacción de reducción, o de oxidación, en una disolución 1M de sus iones, cuyos gases están en 1 atm y 25 °C.

Para medir el potencial estándar de un electrodo, se usa como referencia al **Electrodo de hidrógeno**, el cual consiste de gas H_2 a 1 atm, que se burbujea por un tubo dentro de una solución acuosa 1 M de HCl, a 25 °C, y en cuyo interior hay un electrodo de platino.

Por definición, el potencial del electrodo de hidrógeno, es cero.



La figura muestra un electrodo de hidrógeno operando en condiciones de estado estándar:



El gas hidrógeno se burbujea a una presión de 1 atm a través de una disolución de HCl 1 M. El electrodo de platino es parte del electrodo de hidrógeno.

Potenciales estándar de reducción, a 25 °C

	Semirreacción	ε° (V)
	$\text{Cl}_{2(g)} + 2e^{-} \rightarrow 2\text{Cl}_{(ac)}^{-1}$	+1,36
	$\text{Br}_{2(l)} + 2e^{-} \rightarrow 2\text{Br}_{(ac)}^{-1}$	+1,07
	$\text{Ag}_{(ac)}^{+1} + e^{-} \rightarrow \text{Ag}_{(s)}$	+0,80
	$\text{I}_{2(s)} + 2e^{-} \rightarrow 2\text{I}_{(ac)}^{-1}$	+0,53
	$\text{Cu}_{(ac)}^{+2} + 2e^{-} \rightarrow \text{Cu}_{(s)}$	+0,34
	$2\text{H}_{(ac)}^{+1} + 2e^{-} \rightarrow \text{H}_{2(g)}$	0,00
	$\text{Sn}_{(ac)}^{+2} + 2e^{-} \rightarrow \text{Sn}_{(s)}$	-0,14
	$\text{Co}_{(ac)}^{+2} + 2e^{-} \rightarrow \text{Co}_{(s)}$	-0,28
	$\text{Fe}_{(ac)}^{+2} + 2e^{-} \rightarrow \text{Fe}_{(s)}$	-0,44
	$\text{Zn}_{(ac)}^{+2} + 2e^{-} \rightarrow \text{Zn}_{(s)}$	-0,76
	$\text{Al}_{(ac)}^{+3} + 3e^{-} \rightarrow \text{Al}_{(s)}$	-1,66
	$\text{Ca}_{(ac)}^{+2} + 2e^{-} \rightarrow \text{Ca}_{(s)}$	-2,87

Aumento
de la
fuerza
del agente
oxidante

Potencial estándar o normal de una celda. Es la suma del potencial estándar de oxidación y el potencial estándar de reducción:

$$\varepsilon^{\circ}_{\text{celda}} = \varepsilon^{\circ}_{\text{oxid.}} + \varepsilon^{\circ}_{\text{reduc.}}$$

De acuerdo a la ecuación estequiométrica de la celda o al diagrama de celda, se escribe la semirreacción de reducción y la de oxidación, cada una con su respectivo potencial de electrodo.

Si $\varepsilon^{\circ}_{\text{celda}}$ es positivo, es un proceso espontáneo.

Si $\varepsilon^{\circ}_{\text{celda}}$ es negativo, es un proceso no espontáneo.

Observación:

El potencial de celda, es una propiedad intensiva. Es independiente del volumen de la solución y del tamaño de los electrodos.

BATERÍAS

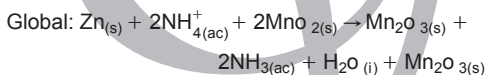
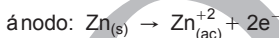
Son celdas electroquímicas, o varias celdas conectadas en serie, que pueden ser usadas como fuente de corriente, a un voltaje constante. Funcionan con el mismo principio que las celdas galvánicas; son autosuficientes y no requieren de componentes auxiliares como los puentes salinos.

La batería de pilas secas. La pila seca más común, es decir, una celda que no tiene un fluido como componente, es la pila de Leclanché, que se usa en lámparas y radios de transistores.

El ánodo de la celda consta de una lata o contenedor de zinc que está en contacto con dióxido de manganeso (MnO_2) y un electrolito.

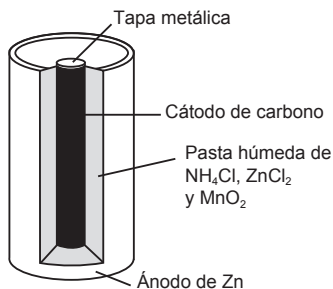
El electrolito contiene cloruro de amonio y cloruro de zinc en agua, a los que se añade almidón para que la disolución adquiera una consistencia de pasta, de tal forma que no se derrame.

Como cátodo se utiliza una barra de carbón, que está inmersa en el electrolito en el centro de la celda. Las reacciones de la celda son:



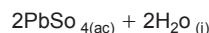
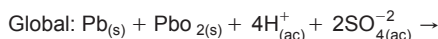
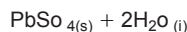
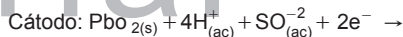
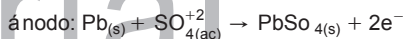
De hecho, esta ecuación es una sobresimplificación, ya que las reacciones que ocurren en la celda son muy complicadas.

El voltaje producido por una celda seca es aproximadamente de 1,5 V.



El acumulador de plomo. La batería de plomo que se usa comúnmente en automóviles consta de seis celdas idénticas unidas en serie. Cada celda tiene un ánodo de plomo y un cátodo de dióxido de plomo (PbO_2) empacado en una placa de metal.

Tanto el ánodo como el cátodo están inmersos en una disolución acuosa de ácido sulfúrico, que actúa como electrolito. Las reacciones de la celda son:

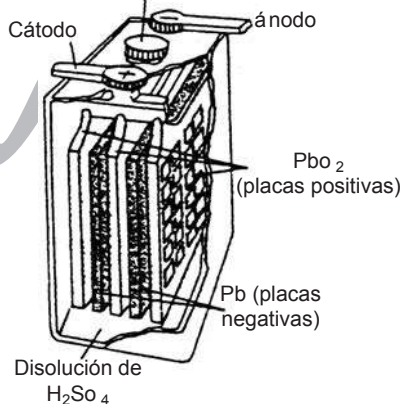


En condiciones normales de operación, cada celda produce 2 V; un total de 12 V de las 6 celdas se utiliza para el circuito de encendido del motor de un automóvil y sus demás sistemas eléctricos.

El acumulador de plomo puede proporcionar grandes cantidades de corriente por un corto tiempo, como el que se necesita para encender el motor.

La figura muestra la sección interior de un acumulador de plomo. En condiciones de operación normal, la concentración de la disolución de ácido sulfúrico es aproximadamente de 38% en masa.

La tapa puede quitarse para agregar agua y ácido sulfúrico



EJERCICIOS RESUELTOS

1. ¿Qué intensidad de corriente (amperios) necesitamos para depositar 90 g de aluminio en 5 h?

Resolución:

Por la 1.ª Ley de Faraday:



$$\Rightarrow i \times 5 = \frac{90}{\frac{27}{3}} \times 96\,500$$

$$i = \frac{965\,000}{5(3600)} = 53,61\text{ amperios}$$

2. ¿Cuántas horas se necesitarán para que una corriente de 3 A descomponga electrolíticamente 18 g de H_2O ?

Resolución:

Al descomponerse electrolíticamente 18 g H_2O , se producirán 2 g de hidrógeno o 16 g de oxígeno, entonces:



$$\Rightarrow i \times t = \frac{2}{1} \times 96\,500$$

$$t = \frac{193\,000}{3} = 64\,333,3\text{ s} \times \frac{1\text{ hora}}{3600\text{ s}}$$

$$t = 17,87\text{ h}$$

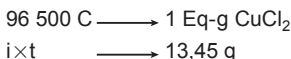
3. Calcular la intensidad de la corriente que se necesita para descomponer 13,45 g de cloruro cúprico en disolución acuosa en un tiempo de 50 minutos. $\text{PA}(\text{Cu}) = 63,5$

Resolución:

Para el CuCl_2 :

$$1\text{ Eq-g (C)} = \frac{\overline{M}}{0} = \frac{134,5}{2} = 67,25\text{ g}$$

Por la 1.ª Ley de Faraday



$$\Rightarrow i \times (50 \times 60) = \frac{13,45}{67,25} \times 96\,500$$

$$i = \frac{19\,300}{3\,000} = 6,43\text{ amperios}$$

4. ¿Cuántos gramos de cobre se pueden formar al pasar una corriente de 9,65 A a través de una solución de CuSO_4 durante 1 h?

Resolución:

Para el CuSO_4 , la valencia del Cu es 2; entonces:



$$\Rightarrow m_{\text{Cu}} = \frac{(9,65)(3\,600)}{96\,500} \times \frac{63,5}{2}$$

$$m_{\text{Cu}} = 11,43\text{ g}$$

5. Una corriente de 5 amperios fluye exactamente 30 minutos y deposita 3,05 g de Zn en el cátodo. Hallar el Eq-g del zinc.

Dato: 1 faraday = 96 500 coulombs

Resolución:

Por la 1.ª Ley de Faraday:

$$\# \text{ Eq-g Zn} = \frac{96\,500}{(5)(30 \times 60)} \times 3,05$$

$$\# \text{ Eq-g Zn} = 32,70$$

6. El metal sodio se obtiene comercialmente por electrólisis del NaOH fundido. Calcular la masa en gramos de sodio formado en 690 segundos en una corriente de 965 A.

Resolución:

Por la 1.ª Ley de Faraday:



$$m_{\text{Na}} = \frac{(965)(690)}{96\,500} \times \frac{23}{1}$$

$$m_{\text{Na}} = 158,7\text{ g}$$

7. Cuando se electroliza una disolución acuosa de NaCl , ¿cuántos faradays hacen falta en el ánodo para producir 0,025 moles de Cl_2 gaseoso?

Resolución:

Hallando la masa Cl_2 producido: $n_{\text{Cl}_2} = \frac{m}{M}$

$$\Rightarrow m_{\text{Cl}_2} = 0,025 \times 71 \Rightarrow m_{\text{Cl}_2} = 1,775 \text{ g}$$

Determinando la cantidad de *faradays*:



$$\Rightarrow x = \frac{1,775}{35,5} \times 1 = 0,05 \text{ F}$$

8. Una corriente de 25 mA circula por 60 s en solución de CaCl_2 , ¿cuántos átomos de Ca se depositarán?

Resolución:

Aplicando la 1.ª Ley de Faraday:



$$\Rightarrow m_{\text{Ca}} = \frac{(25 \times 10^{-3})(60)}{96\,500} \times \frac{40}{2}$$

$$m_{\text{Ca}} = 3,109 \times 10^{-4} \text{ g}$$

Hallando la cantidad de átomos de calcio contenidos:

$$3,109 \times 10^{-4} \left(\frac{6,023 \times 10^{23}}{40 \text{ g}} \right) = 4,68 \times 10^{18} \text{ átomos}$$

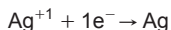
EJERCICIOS PROPUESTOS

1. En la obtención comercial del aluminio, el óxido de aluminio Al_2O_3 se somete a electrólisis a 1000 °C. La reacción en el cátodo es:



¿Cuántos faraday se requiere para producir 3,6 kg de aluminio?

- a) 500 b) 300 c) 400
d) 200 e) 600
2. ¿Cuántos moles de electrones deben circular en una electrólisis para depositar 10,8 g de Ag? La reacción en el cátodo es: $\text{PA}(\text{Ag}) = 108$



a) 10

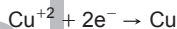
d) 0,1

b) 5

e) 0,2

c) 2

3. Determinar el número de moles de Cu que se obtiene luego de hacer circular 4 F de corriente eléctrica, en una solución acuosa de CuSO_4 .



a) 2

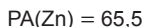
d) 5

b) 3

e) 6

c) 4

4. ¿Cuántos electrones deben circular por un electrólito para depositar 655 g de Zn, a partir de una solución acuosa de ZnSO_4 ?

a) $1,2 \times 10^{24}$ d) $2,4 \times 10^{15}$ b) $3,4 \times 10^{10}$ e) $1,8 \times 10^5$ c) $2,2 \times 10^{10}$

5. Calcular el tiempo necesario para que pasen 40 000 *coulombs* por un baño electrolítico que usa una corriente de 40 amperios.

a) 100 s

d) 104 s

b) 102 s

e) 105 s

c) 103 s

6. Al electrolizar agua acidulada se emplearon 3×10^{24} electrones. ¿Qué masa de oxígeno gaseoso se obtiene en el ánodo?



a) 20 g

d) 160 g

b) 40 g

e) 110 g

c) 80 g

7. Determine la cantidad de corriente eléctrica, en amperios, para que se depositen en dos horas 7,2 g de cromo a partir de una solución acuosa de $\text{Cr}(\text{SO}_4)$. $\text{PA}(\text{Cr}) = 52$.

a) 3,35

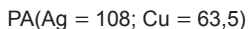
d) 16,75

b) 6,70

e) 20,15

c) 11,13

8. Se dispone dos cubas electrolíticas en series cuyos respectivos electrolíticos son AgNO_3 , CuSO_4 . Cuando en la primera cuba se depositan 54 g de plata, ¿cuántos gramos de cobre se depositaran en la segunda?



- a) 9,3 b) 15,9 c) 31,7
d) 7,89 e) 8,15

9. Respecto a una pila o celda galvánica:

- i. El cátodo es el polo positivo
ii. El ánodo es el polo negativo
iii. El sentido de la corriente eléctrica es de ánodo a cátodo.

Es(son) correcta(s):

- a) Solo i b) Solo ii c) Solo iii
d) i y ii e) Todas

10. Entre los mencionados a continuación señale un elemento no indispensable en toda celda galvánica.

- a) Conductor metálico b) Puente salino
c) Electrolito d) Batería
e) Electrodo metálico

11. De:

- i. Una celda galvánica produce voltaje.
ii. En una celda galvánica, la reducción ocurre en el ánodo.
iii. El puente salino en una celda galvánica sirve para mantener la neutralidad en las soluciones.

Es(son) correcta(s):

- a) Solo i b) Solo ii c) Solo iii
d) i y iii e) Todas

12. ¿Qué función cumple el puente salino en una celda galvánica?

- a) Aumentar el voltaje
b) Disminuir el voltaje

- c) Evitar la formación de gases
d) Neutralizar la carga de los iones
e) Mantener el flujo de corriente eléctrica

13. Una pila galvánica es una celday por el puente salino pasan.....

- a) electroquímica - electrones
b) galvánica - átomos
c) electroquímica - iones
d) galvánica - iones
e) galvánica - agua

14. Indicar las proposiciones correctas:

- i. El voltaje de las pilas comunes se relacionan con su tamaño.
ii. Las pilas secas son recargables.
iii. Una batería de automóviles, es un ejemplo de las celdas galvánicas.

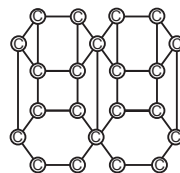
- a) Solo i b) Solo ii c) Solo iii
d) i y ii e) i, ii y iii

15. Una pila seca, conocida también como la pila de Leclanché contiene como electrodos:

- a) Fe - Cu b) Zn - Au
c) Grafito - Ag d) Cu - grafito
e) Zn - grafito

CLAVES

- | | | | |
|------|------|-------|-------|
| 1. c | 5. a | 9. e | 13. d |
| 2. d | 6. b | 10. d | 14. c |
| 3. a | 7. c | 11. d | 15. e |
| 4. a | 8. c | 12. d | |



b. Artificiales

- **Fullerenos.** Son estructuras de 60; 70 y 76 átomos de carbono formando figuras semejantes a una pelota de fútbol. Se les llama también Buckyball. Los fullerenos pueden actuar como superconductores y lubricantes a altas temperaturas, y como catalizadores.

2. Amorfos. No poseen estructura cristalina determinada.**a. Naturales**

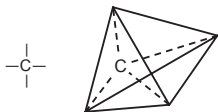
- **Antracita.** Constituye la formación más antigua, posee mayor composición de carbono puro (96%) y posee mayor contenido calorífico. Se encuentra en depósitos de carbón.
- **Hulla.** Es el tipo de carbón más importante debido a su abundancia y su alto poder calorífico por lo que se le usa como combustible. Posee 86,5% de carbono.
- **Lignito.** Contiene 60,5% de carbón puro. Posee bajo rendimiento como combustible.
- **Turba.** Se le llama carbón joven. Es muy buen abono y poco útil como combustible (59% de carbono puro). Se utiliza para fabricar cartones.

2. Artificiales

- **Negro animal.** Es el producto de la carbonización de los huesos de los animales.
- **Negro de humo.** Se le llama hollín y se obtiene por combustión incompleta de sustancias orgánicas, principalmente del gas natural.
- **Carbón vegetal.** Se obtiene de la madera.
- **Coque.** Se obtiene como residuo de la destilación de la hulla.
- **Carbón activado.** Tiene gran poder de adhesión superficial, se usa como filtro.

PROPIEDADES DEL CARBONO

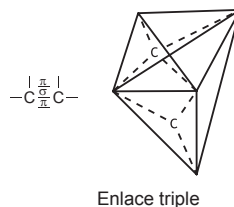
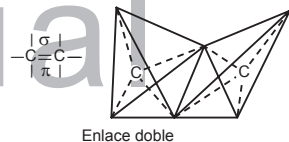
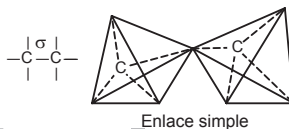
- 1. Tetravalencia.** El átomo de carbono en compuestos orgánicos puede formar hasta cuatro enlaces.



Representación de Van't Hoff

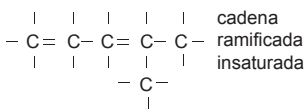
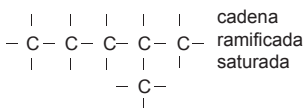
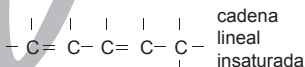
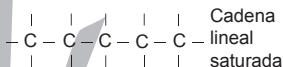
- 2. Covalencia.** El átomo de carbono en compuestos orgánicos se une mediante enlace

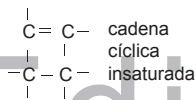
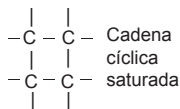
covalente lo que le permite la formación de enlaces simples, dobles y triples.



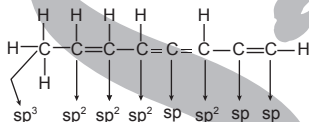
- 3. Autosaturación.** Un átomo de carbono puede llenar cualquiera de sus enlaces con otros átomos de carbono formando cadenas carbonadas las cuales tienen diversas formas y diferentes longitudes, por esta propiedad se logran gran cantidad de compuestos orgánicos.

- a. Cadena saturada.** Cuando los enlaces entre átomos de carbono son simples.
- b. Cadena insaturada.** Cuando presenta al menos un enlace π .





4. **Hibridización.** Es la unión de dos o más orbitales puros para formar nuevos orbitales iguales entre sí y diferentes a los que le dieron origen llamados orbitales híbridos. Esto en el último nivel de energía. Se presentan los siguientes tipos de hibridización: sp^3 (tetraédrica); sp^2 (trigonal plana) y sp (digonal o lineal).



**Tipos de carbono
en una cadena carbonada**

Carbono	Nº de carbonos al cual va unido	Nº de hidrógenos que posee
Primario	1	3 primarios
Secundario	2	2 secundarios
Terciario	3	1 terciario
Cuaternario	4	0

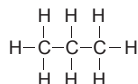
Nota. Estas definiciones solo son válidas para enlaces simples.

**Principales prefijos utilizados
en nomenclatura orgánica**

Prefijo	Nº de carbonos	Prefijo	Nº de carbonos
Met	1	Et	2
Prop	3	But	4
Pent	5	Hex	6
Hept	7	oct	8
Non	9	Dec	10
Undec	11	Dodec	12
Tridec	13	Pentadec	15
Eicos	20	Uneicos	21
triacont	30	Tetracont	40
tritetracont	43	Pentatetracont	45
Pentacont	50	Hect	100

TIPOS DE FÓRMULAS

- **Fórmula global.** Se le llama también fórmula total o molecular y nos indica únicamente la cantidad total de átomos en la molécula; no presenta ningún enlace.
Ejemplo: C_3H_8
- **Fórmula semidesarrollada o funcional.** Presentan los enlaces entre carbonos y los principales enlaces.
Ejemplo: $CH_3-CH_2-CH_3$
- **Fórmula desarrollada o estructural.** Es aquella fórmula que presenta todos los enlaces.



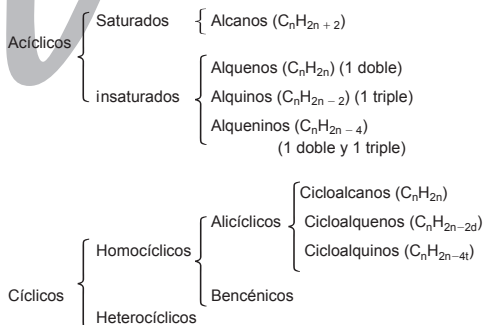
HIDROCARBUROS

Son compuestos binarios constituidos únicamente por carbono e hidrógeno.

Se les encuentra en las siguientes fuentes:

- **Petróleo.** Del cual se obtiene hidrocarburos por destilación fraccionada y luego por refinación.
- **Gas natural.** El cual contiene de 60% a 90% de metano; y también, etano, propano y butano.
- **Carbón.** Del cual se obtiene hidrocarburos gaseosos, principalmente metano CH_4 , por destilación destructiva (pirólisis en ausencia de aire).

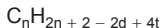
CLASIFICACIÓN DE LOS HIDROCARBUROS



HIDROCARBUROS ACÍCLICOS

Son aquellos hidrocarburos que presentan cadena abierta.

Fórmula general de hidrocarburos acíclicos (alifáticos):



Donde: n: número de carbonos

d: número de enlaces dobles

t: número de enlaces triples

ALCANOS O HIDROCARBUROS PARAFÍNICOS

Estructura. Enlace simple entre carbonos (C — C)

Hibridación: sp^3

Fórmula general: $C_n H_{2n+2}$

Serie homóloga de alcanos de cadena lineal:

$n = 1 \rightarrow CH_4$ metano (formeno o gas de los pantanos)

$CH_4 + \text{Aire} \rightarrow \text{Gas grizú (explosivo)}$

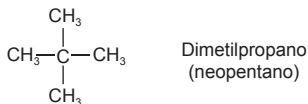
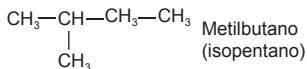
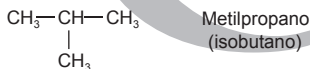
$n = 2 \rightarrow C_2H_6 \rightarrow CH_3CH_3$ etano

$n = 3 \rightarrow C_3H_8 \rightarrow CH_3CH_2CH_3$ propano

$n = 4 \rightarrow C_4H_{10} \rightarrow CH_3CH_2CH_2CH_3$ butano

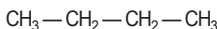
$n = 5 \rightarrow C_5H_{12} \rightarrow CH_3CH_2CH_2CH_2CH_3$ pentano

Otros alcanos de cadena ramificada

**PROPIEDADES FÍSICAS**

- Los alcanos son compuestos apolares.
- Los estados en que se encuentran son:
 - de C_1 a C_4 , son gases
 - de C_5 a C_{17} , son líquidos
 - de C_{18} en adelante, son sólidos

- A mayor peso molecular es mayor las fuerzas de Van der Waals, lo cual significa una mayor cohesión molecular y un mayor punto de ebullición.



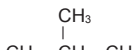
Butano (I)



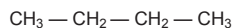
Propano (II)

$$T_{Eb}(i) > T_{Eb}(ii)$$

- El menos ramificado, tiene mayor superficie de contacto, una mayor cohesión molecular y mayor punto de ebullición.



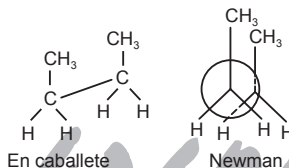
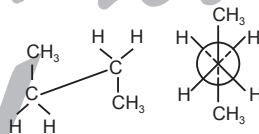
Metilpropano (I)



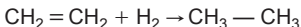
Butano (II)

$$T_{Eb}(i) < T_{Eb}(ii)$$

- Los átomos ligados al carbono pueden girar libremente alrededor del enlace sigma generando varias conformaciones como las de caballete o Newman.

Conformación eclipsada**Conformación alternada****OBTENCIÓN DE ALCANOS**

Hidrogenación de alquenos. Con catalizadores.

Ejemplo:

Etano

Etano

Síntesis de Wurtz. Mediante alcalinos (Na; K)

Ejemplo:

Clorometano

Etano

PROPIEDADES QUÍMICAS

- Son poco reactivos, por ello se les denomina parafinas (del latín *parum affinis*, poca afinidad)
- Las principales reacciones, son las de sustitución, además, de combustión, de pirólisis.

REACCIONES QUÍMICAS DE LOS ALCANOS

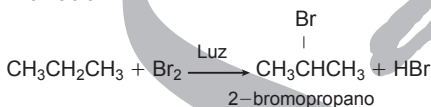
Reacción de sustitución. Con halógenos cloro y bromo.

Ejemplos:

Cloración



Bromación.

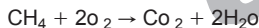


Nota. El orden de sustitución, según el tipo de carbono es:

C terciario > C secundario > C primario

Reacción de combustión. El hidrocarburo es el combustible y el oxígeno es el comburente. Es un proceso de oxidación, y además exotérmico. Si la cantidad de oxígeno es suficiente se dice que la combustión es completa, en caso contrario es incompleta.

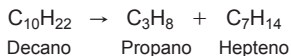
Combustión completa



Combustión incompleta



Cracking o pirólisis. Los alcanos al ser sometidos a altas temperaturas y altas presiones en ausencia de oxígeno se fragmentan en alcanos y alquenos de menor masa molecular.



NOMENCLATURA IUPAC DE LOS ALCANOS

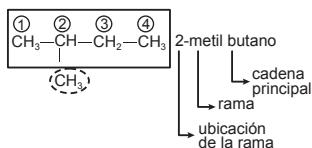
- Los nombres están formados por la raíz que denota el número de átomos de carbono que seguido por el sufijo ...ano.

Ejemplos:

Fórmula	Nombre
CH_4	Metano
C_2H_6	Etano
C_4H_{10}	Butano

- Para dar el nombre a los hidrocarburos ramificados se escoge la cadena más larga continua y se enumera empezando por el extremo más próximo a la ramificación de modo que este quede con el menor número posible.

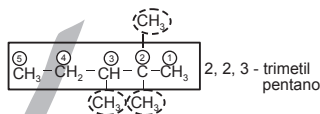
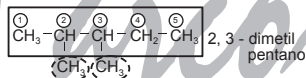
Ejemplo:



Nota. Entre números y letras se utiliza el guión y entre números se utiliza la coma.

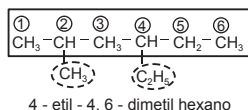
- Cuando un radical se repite con una misma ramificación en la cadena, se indica mediante los prefijos di, tri, tetra, etc

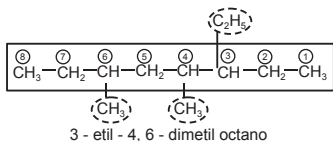
Ejemplos:



- Para nombrar varios radicales o ramificaciones distintas, se ordenan en orden alfabético. El prefijo de multiplicidad no se toma en cuenta para el orden alfabético.

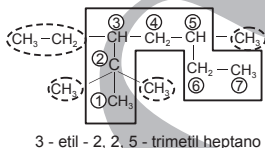
Ejemplos:





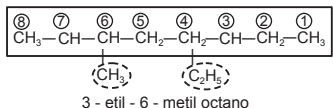
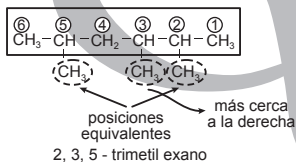
- Cuando exista coincidencia en el número de carbonos de la cadena principal, se escoge aquella que contenga mayor número de radicales.

Ejemplo:



- Cuando existan radicales iguales en posiciones equivalentes, la numeración empezará por el extremo más cercano a otro radical y si se tratara de radicales diferentes en posiciones equivalentes, entonces se utilizará el criterio alfabético.

Ejemplos:

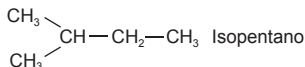


NOMENCLATURA COMÚN DE LOS ALCANOS

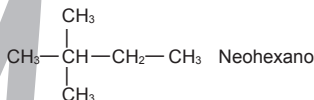
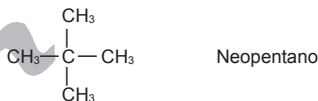
- Los hidrocarburos no ramificados se nombran con una n delante del nombre del hidrocarburo.
 $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ n-pentano
 $\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_4 - \text{CH}_3$ n-hexano
- A los alcanos que poseen un grupo metil en el segundo carbono se les nombra con el prefijo

iso, seguidos del nombre del mismo número total de carbonos.

Ejemplos:



- A los alcanos que poseen dos grupos metil en el segundo carbono, se les nombra con el prefijo Neo seguido del nombre del número total de carbonos.



ALQUENOS O HIDROCARBUROS OLEFÍNICOS

Estructura: Enlace doble entre carbonos ($\text{C} = \text{C}$)

Fórmula general:



Serie homóloga de alquenos normales (con 1 solo enlace doble)

$n = 2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4 \rightarrow \text{CH}_2 = \text{CH}_2$	eteno
$n = 3 \rightarrow \text{C}_3\text{H}_6 \rightarrow \text{CH}_2 = \text{CHCH}_3$	propeno
$n = 4 \rightarrow \text{C}_4\text{H}_8 \rightarrow \text{CH}_2 = \text{CHCH}_2\text{CH}_3$	buteno
$n = 5 \rightarrow \text{C}_5\text{H}_{10} \rightarrow \text{CH}_2 = \text{CHCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$	penteno

PROPIEDADES FÍSICAS

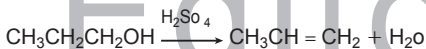
- Los alquenos son apolares.
- Son ligeramente solubles en agua, debido a los electrones π , algo expuestos.
- Los estados en que se encuentran son:
 - de C_2 a C_4 , son gases
 - de C_5 a C_{15} , son líquidos
 - de C_{16} en adelante, son sólidos

- A mayor peso molecular, es mayor las fuerzas de Van der Waals, y es mayor el punto de ebullición.

OBTENCIÓN DE ALQUENOS

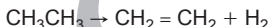
- **Deshidratación de alcoholes.** En medio ácido, se le llama reacción de eliminación.

Ejemplo:



- **Deshidrogenación de alcanos.** Por calentamiento.

Ejemplo:



PROPIEDADES QUÍMICAS

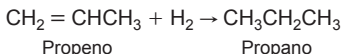
- Son más reactivos que los alcanos, debido a la presencia del enlace doble.
- Son características las reacciones de adición, hacia el enlace doble (sobre el enlace π).

Regla de Markovnikov. En la adición de un halogenuro de hidrógeno a un alqueno asimétrico, el hidrógeno se une al carbono del enlace doble que tenga más hidrógenos. Si la reacción se realiza en presencia de peróxidos se produce lo contrario y recibe el nombre de reacción de antimarkovnikov.

REACCIONES QUÍMICAS DE LOS ALQUENOS

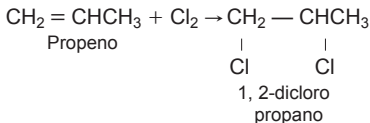
- **Hidrogenación.** El H_2 se adiciona en presencia de catalizadores como el níquel.

Ejemplo:



- **Halogenación.** Con Cl_2 o Br_2 , produciendo derivados dihalogenados.

Ejemplo:

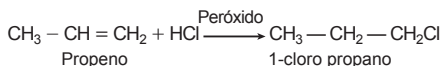
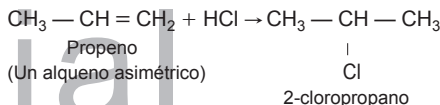


- **Hidrohalogenación.** Es la adición de un halogenuro de hidrógeno (HX). Se produce un halogenuro de alquilo.

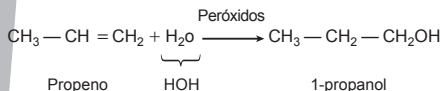
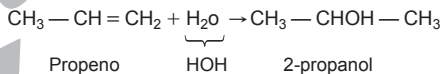
Ejemplo:



El orden de reactividad de los halogenuros de hidrógeno es:



- **Hidratación.** El agua se adiciona a los alquenos en presencia de un catalizador como el H_2SO_4 .



- **Reacciones de combustión.** Son similares a las de los alcanos, pero con una llama menos calorífica, amarilla y humectante. Puede ser completa e incompleta.

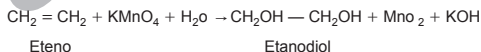
Combustión completa



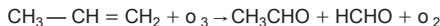
Combustión incompleta



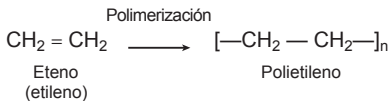
- **Oxidación de alquenos.** Se oxida mediante el reactivo de Baeyer (KMnO_4 diluido y frío).



- **Ozonólisis.** Se realiza en presencia del ozono

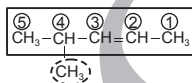


- **Polimerización.** Los polímeros son compuestos de alta masa molecular formados a partir de subunidades que se denominan monómeros.



NOMENCLATURA IUPAC DE LOS ALQUENOS

- Para nombrar los alquenos ramificados se escoge primero la cadena más larga y continua que contenga el máximo número de dobles enlaces y se empieza a numerar del extremo más cercano al doble enlace. La ubicación del doble enlace se debe indicar al nombrarlo, debe tener la menor numeración posible.



4 - metil - 2 - penteno

The diagram shows a skeletal structure of 4-methyl-2-pentene. The main chain is a five-carbon alkene with a double bond between carbons 2 and 3. A methyl group is attached to carbon 4. Labels with arrows point to specific features: 'sufijo' points to the double bond, 'raíz de cadena principal' points to the five-carbon chain, 'ubicación del doble enlace' points to the double bond, 'ubicación de la rama' points to the methyl group, and 'rama' points to the methyl group.

→ sufijo

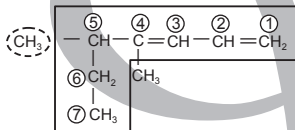
→ raíz de cadena principal

→ ubicación del doble enlace

→ ubicación de la rama

→ rama

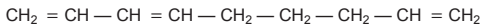
- Cuando aparecen dos o más dobles enlaces se usan las terminaciones dieno, trieno, tetraeno, etc.



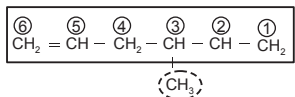
4, 5-dimetil-1, 3-heptadieno

- Si las posiciones del doble enlace son equivalentes, la numeración empieza por el extremo más cercano a otro doble enlace y si no existe otro doble enlace, se numerará por el extremo más cercano a un radical.

① ② ③ ④ ⑤ ⑥ ⑦ ⑧ ⑨

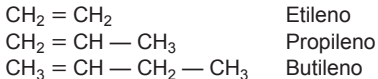


1, 3, 8 - nonatrieno



3 - metil - 1, 5 - hexadieno

NOMENCLATURA COMÚN DE LOS ALQUENOS



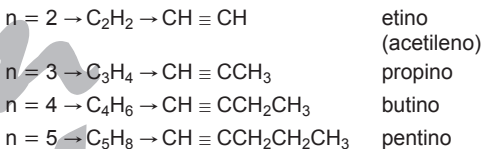
ALQUINOS O HIDROCARBUROS ACETILÉNICOS

Estructura: Enlace triple entre carbonos ($C \equiv C$)

Fórmula general:



Serie homóloga de alquinos normales (con un solo enlace triple)



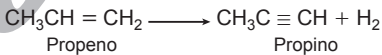
PROPIEDADES FÍSICAS

- Los alquinos son ligeramente solubles en agua, debido a la existencia de electrones π , algo expuestos.
- Los estados en que se encuentran son:
de C_2 a C_4 , son gases
de C_5 a C_{15} , son líquidos
de C_{16} en adelante, son sólidos
- Son solubles en disolventes orgánicos.
- Las temperaturas de ebullición son mayores que en los alcanos correspondientes.

OBTENCIÓN DE ALQUINOS

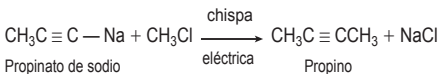
- **Deshidrogenación de alquenos**

Ejemplo:

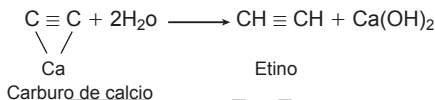


- **Reacción de alquilación.** Un acetiluro metálico se hace reaccionar con un halogenuro de alquilo.

Ejemplo:



- **Hidratación del carburo de calcio.** Permite obtener etino o acetileno, el alquino más importante.

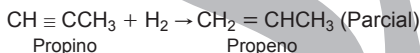


PROPIEDADES QUÍMICAS

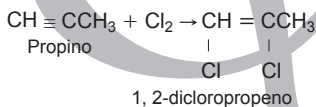
- Son más reactivos que los alcanos y alquenos, por la presencia del enlace triple.
- A los alquinos les son características las reacciones de adición, hacia el enlace triple (sobre los enlaces π).

REACCIONES QUÍMICAS DE LOS ALQUINOS

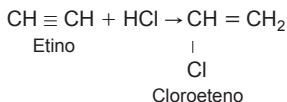
- **Hidrogenación.** En presencia de catalizadores. Puede ser total (alcanos) o parcial (alquenos).



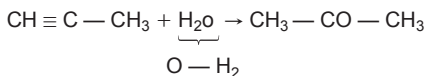
- **Halogenación.** Se producen derivados halogenados.



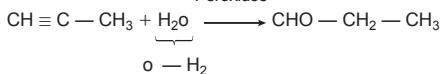
- **Hidrohalogenación.** Se adiciona un halógeno de hidrógeno.



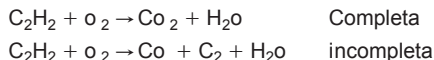
- **Hidratación**



Peróxidos



- **Reacciones de combustión.** Son similares a las de alcanos y alquenos, pudiendo ser completa (produce CO_2 y H_2O) o incompleta (produce CO , CO_2 y H_2O).



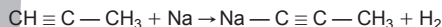
- **Oxidación de alquinos.** Se oxida mediante el reactivo de Baeyer (KMnO_4 diluido y frío)



- **Ozonólisis.** Se rompe el triple enlace y se forman ácidos carboxílicos.

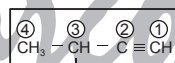


- **Formación de acetiluros.** Los alquinos terminales (tienen el triple enlace en el primer carbono) reaccionan con ciertos metales.

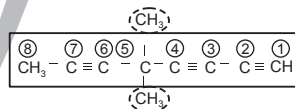


NOMENCLATURA IUPAC DE LOS ALQUINOS

- Para nombrar los alquinos con ramificaciones se escoge la cadena más larga y continua que contenga el máximo número de triples enlaces y se empieza a numerar del extremo más cercano al triple enlace.

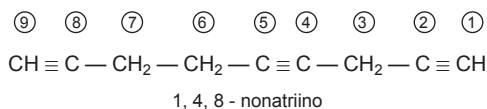


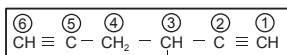
3 metil - 1 - butino



5, 5 - dimetil - 1, 3, 6 - octatrieno

- Cuando existen triples enlaces en posiciones equivalentes, entonces se debe tener en cuenta la posición de otro triple enlace o de un radical.





3 - metil - 1, 5 - hexadieno

ALQUENINOS

Presentan enlaces dobles y triples, tienen la siguiente fórmula general.

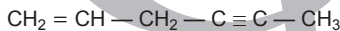
**NOMENCLATURA IUPAC DE LOS ALQUENINOS**

- Si la posición del doble y triple enlace son equivalentes, entonces se empezará a enumerar del extremo más próximo al doble enlace.

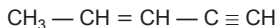
Ejemplo:

1 - buten - 3 - ino

- Cuando las posiciones del doble y triple enlace no son equivalentes entonces se empezará por el extremo más cercano al doble o triple enlace.

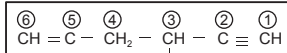
Ejemplos:

1 - hexen - 4 - ino



3 - penten - 1 - ino

- Cuando las posiciones del doble y triple enlace son equivalentes y existe un sustituyente cerca del triple enlace, entonces la numeración empezará por el extremo más cercano al triple enlace.



3 - metil - 5 hexen - 1 - ino

RADICALES ALQUÍLICOS (R—)

Son grupos monovalentes. Se pueden obtener, quitando 1 hidrógeno de un hidrocarburo.

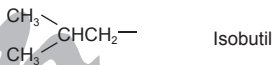
Se nombran dando la terminación: il ó ilo.

CH_3-	metil o metilo
CH_3CH_2-	etil o etilo
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2-$	propil o propilo
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2-$	butil, butilo o n-butilo

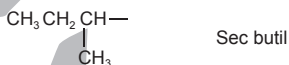
Algunos radicales ramificados



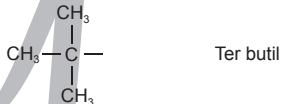
Isopropil



Isobutil



Sec butil



Ter butil

Algunos radicales insaturados:

**COMPUESTO CÍCLICOS**

Son compuestos cuya cadena carbonada es cerrada o cíclica, dicha cadena puede estar compuesta por puros átomos de carbono o puede tener uno o más átomos de elementos diferentes al carbono en el ciclo.

Alcíclicos

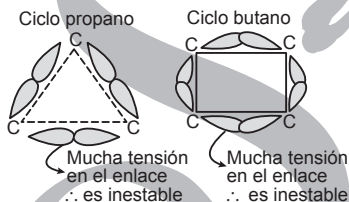
Son compuestos que se estructuran con simple, doble o triple enlace entre átomos de carbono, debido a esto se llaman:

Cicloalcanos. Estos compuestos forman enlaces simples entre átomos de carbono y son los compuestos más representativos de los alcíclicos y por lo tanto son los más estudiados.

Cicloalquenos. Forman cadenas cerradas de un número variable de enlaces dobles.

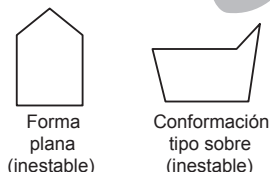
Cicloalquinos. Forman cadenas cerradas de un número variable de enlaces triples.

Antiguamente se pensaba que los compuestos cíclicos eran estructuras planas o que los átomos de carbono se encontraban en un mismo plano (teoría de las tensiones angulares de Baeyer). Luego se demostró que realmente para que estos compuestos sean estables los átomos de carbono no deben estar en un mismo plano, resultando así que los cicloalcanos más estables son los que tienen a los átomos de carbono en diferentes planos, es así que los que tienen 3 y 4 átomos de carbono son los más inestables.

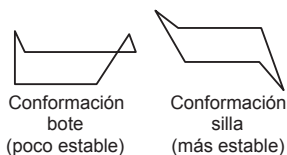
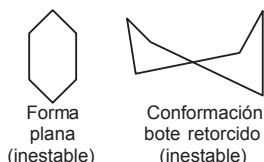


En cambio los de 5; 6 y más átomos de carbono son más estables. Los de 5 y 6 átomos de carbono son los más importantes siendo estos más estables en determinadas conformaciones. Las siguientes conformaciones son las conocidas y las más importantes de los cicloalifáticos:

Para el ciclopentano



Para el ciclohexano



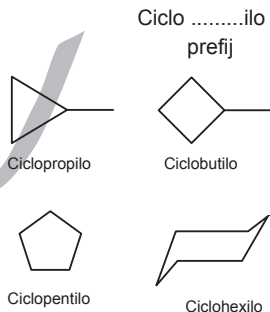
NOMENCLATURA

Consideraremos la nomenclatura de cicloalcanos, cicloalquenos y cicloalquinos. Para la nomenclatura de estos compuestos se procede en forma similar que los alcanos, alquenos y alquinos, con la diferencia que para el nombre de la cadena se antepone la palabra ciclo.

- Para los cicloalifáticos no ramificados, se procede de la siguiente manera:

Cicloalcanos	Cicloalquenos	Cicloalquinos
Ciclopropano	Ciclopropeno	Ciclopropino
Ciclobutano	Ciclobuteno	Ciclobutino
Ciclopentano	Ciclopenteno	Ciclopentino

Radical cicloalquino:

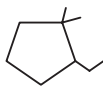


- Para los cicloalcanos ramificados, se enumera la cadena cíclica comenzando por aquel sustituyente que dé la menor para los sustit-

yentes y en caso de estar en igual posición los sustituyentes se considera el orden alfabético.



1, 2, 4 Trimetilciclo hexano



1 - etil - 2,2 dimetilciclo pentano



1 - Cl - ciclopropeno

- Para los cicloalquenos y cicloalquinos ramificados se comienza a enumerar por el doble o triple y se toma aquel sentido que dé menores posiciones para los sustituyentes.



1 etil - 1,4 ciclohexadieno



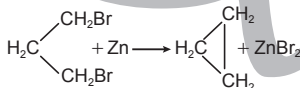
3 metil - 1 ciclohexeno



3 metil - 1 ciclopentino

OBTENCIÓN DE CICLOALCANOS

En forma natural se encuentran en la destilación del petróleo y en alquitrán. El método químico más común de obtención de los cicloparafinas es la acción de metales sobre los derivados dihalogenados de las parafinas, por ejemplo



PROPIEDADES FÍSICAS

- El ciclopropano y el ciclobutano son gases. De 5 carbonos a 10 carbonos son líquidos y los superiores son sólidos.
- La temperatura de ebullición, la temperatura de fusión y la densidad son algo mayor que las parafinas con igual número de átomos de carbono.
- Al igual que las parafinas, son prácticamente insolubles en agua.

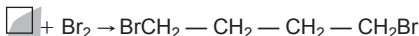
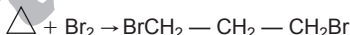
El siguiente cuadro muestra las propiedades físicas de algunos de los cicloalcanos:

Nombre	Fórmula	Temp. de fusión °C	Temp. de ebullición °C	Densidad relativa
Ciclopropano	C ₃ H ₆	-127,7	-33,3	0,689 (a 40 °C)
Ciclobutano	C ₄ H ₈	-90,2	+12,9	0,703
Ciclopentano	C ₅ H ₁₀	-93,8	49,3	0,745
Ciclohexano	C ₆ H ₁₂	+6,5	80,7	0,779
Ciclononano	C ₉ H ₁₈	11	178	0,850
Ciclotriacontano	C ₃₀ H ₆₀	56	—	0,854

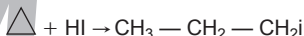
PROPIEDADES QUÍMICAS

- Los ciclos pequeños se inclinan hacia las reacciones de adición produciéndose una ruptura del ácido formándose las parafinas respectivas y sus derivados.

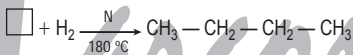
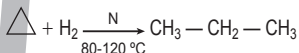
- Adición de halógenos



- Adición de los halogenuros de hidrógeno



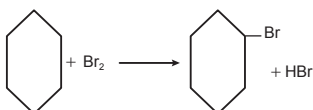
- Adición de hidrógeno



Observación. Esta última reacción ilustra bien el aumento gradual de la estabilidad de los ciclos, desde 3 carbonos hasta el de 6 carbonos, para producirse la ruptura de los anillos bajo acción del hidrógeno se requiere una temperatura cada vez más alta, lo que demuestra el aumento de la estabilidad.

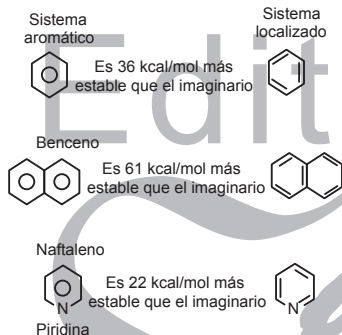
Los ciclos con mayor número de carbono (de 5 a más carbonos) se inclinan más hacia las reacciones de sustitución, como las parafinas

Halogenación por sustitución:



AROMÁTICOS

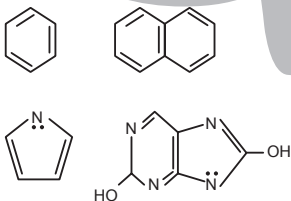
Los compuestos aromáticos están estabilizados en gran medida por deslocalización de enlaces π . La energía de resonancia de un compuesto aromático es una medida de su aumento en estabilidad.



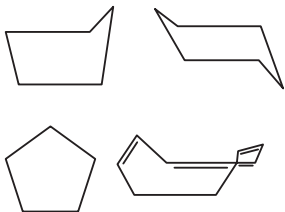
CARACTERÍSTICAS ESTRUCTURALES DE LAS MOLÉCULAS AROMÁTICAS

- La molécula debe ser cíclica y plana, es decir, los átomos que forman el ciclo deben tender a ubicarse en un plano.
- Cada átomo del anillo o anillos deben tener un orbital p perpendicular al plano del anillo (tienen hibridación sp^2).

Son aromáticos:



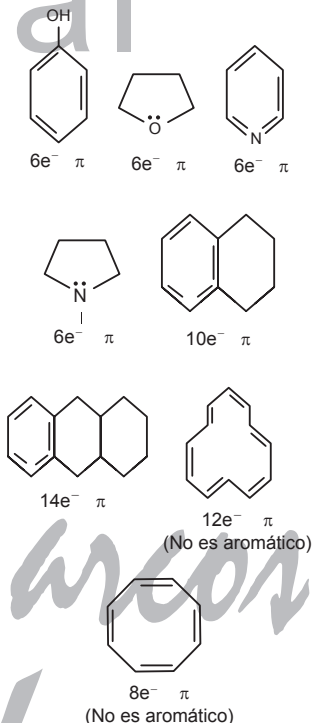
No son aromáticos:



La regla de Huckel. Un compuesto cíclico para ser aromático debe tener $4n + 2$ electrones π , donde n es un número entero.

Según esta regla, un anillo con 2; 6; 10 ó 14 electrones π puede ser aromático, pero un anillo de 8 ó 12 electrones π no puede serlo. Como esta es una regla, se debe entender que tiene excepciones.

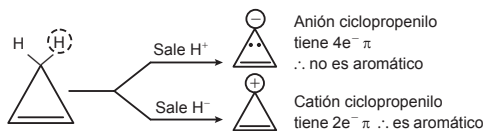
Ejemplos:

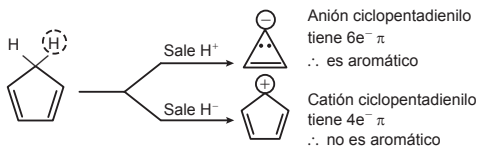


Observación:

Para los iones cíclicos se analizará si uno de los átomos que forma el ciclo, puede ser el carbono u otro elemento, tenga electrones apareados con los cuales complete el número de electrones π que indica la regla de Huckel para ser aromático.

Ejemplo:



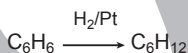


BENCENO

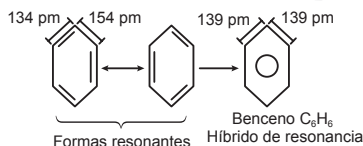
Es el representante más simple de los hidrocarburos aromáticos fue descubierto por Faraday en el año 1825 en el gas de aluminado.

CARACTERÍSTICAS DEL BENCENO

- La estructura que tiene el anillo del benceno fue determinada por Kekulé (1865). De acuerdo a la cual el benceno representaba un hidrocarburo cíclico de seis carbonos con tres dobles enlaces conjugados, nombrado 1, 3, 5-ciclohexatrieno.
- Debido al sistema aromático que tiene no da reacciones características a los compuestos no saturados, no decolora el agua de bromo ni la solución alcalina de KMnO_4 .
- La reacción más común del benceno es la sustitución de sus hidrógenos por sustituyentes.
- En condiciones determinadas es posible las reacciones de adición del benceno, por ejemplo:

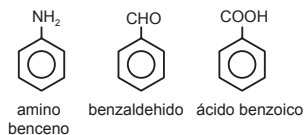
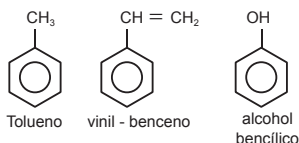


- El benceno es un líquido, volátil, inflamable su temperatura de ebullición es $80,1^\circ\text{C}$ y densidad igual a $0,879 \text{ g/mL}$. Es usado como disolvente de sustancias orgánicas.

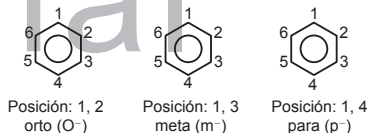


PRINCIPALES DERIVADOS DEL BENCENO

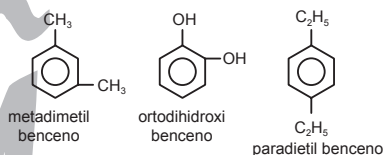
Monosustituídos. Se sustituye un hidrógeno por un radical.



Disustituídos. Se sustituye dos hidrógenos por dos radicales.



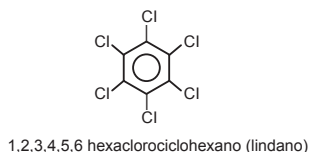
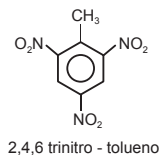
Ejemplos:



Observaciones:

Para un compuesto su forma **para** es la más estable y su forma **orto** es el de mayor T.

Polisustituídos



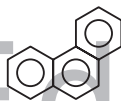
Anillos bencénicos fusionados



Naftaleno



Antraceno



Fenantreno



3,4 - Benzopireno

PROPIEDADES FÍSICAS

- El benceno y sus homólogos más cercanos son líquidos incoloros con olor característico, los homólogos superiores son sustancias sólidas.
- Las temperaturas de ebullición y de fusión dependen de la longitud e isomería de las cadenas laterales y también de la disposición de las cadenas laterales del ciclo.
- Los isómeros poseen las temperaturas de fusión más altas.
- Las densidades de los arenos (aromáticos) siempre son menores que la unidad.
- Todos son poco solubles en agua, pero son miscibles, en todas proporciones con los disolventes orgánicos, alcohol, éter, etc.
- Se inflaman fácilmente y arden con llama luminosa y muy humeante.

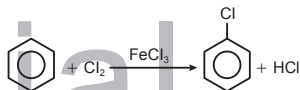
PROPIEDADES FÍSICAS DE ALGUNOS ARENOS

Nombre	Punto de fusión (°C)	Punto de ebullición (°C)	Densidad relativa
Benceno	+5,5	80,1	0,879
Tolueno	-95	110,6	0,866
Etilbenceno	-94	136,2	0,866
Xileno (dimetilbenceno)			
o-	-25	144,4	0,896
m-	-47	139,1	0,881
p-	-13	138,4	0,854
Propilbenceno	+99	159,2	0,861
Cumeno	-96	152,4	0,862
(isopropilbenceno)			
Estireno	-31	145,0	0,906
(vinilbenceno)			
Fenilacetileno	-45	142,0	0,930

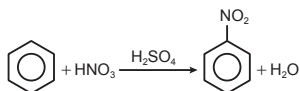
PROPIEDADES QUÍMICAS

Por su carácter aromático teniendo con esto estabilidad por resonancia, estos compuestos se inclinan por las reacciones de sustitución.

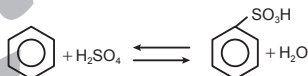
- Halogenación



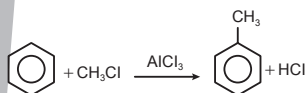
- Nitración



- Sulfonación



- Alquilación por la reacción de Friedel-Crafts



COMPUESTOS HETEROCÍCLICOS

Son compuestos cíclicos en cuyos anillos además de tener átomos de carbono poseen otros átomos diferentes formando parte de la estructura cíclica. En su mayoría son compuestos aromáticos como el benceno, incluso a condiciones de presión y temperatura estándar son líquidos. Las moléculas más comunes son cíclicas pentagonales o hexagonales que contienen al nitrógeno, oxígeno o azufre formando parte del anillo.

Ejemplo:

Nombre los siguientes compuestos:



Pírrrol



Furano



Tiofeno

Observación:

Estos tres compuestos son aromáticos (cada uno tiene 6 electrones π).

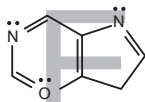
o tros ejemplos:



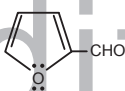
Piridina



Pirimidina



Purina



Furfural

FUCIONES OXIGENADAS

Cuadro de reconocimiento

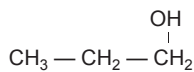
Función	Fórmula general	Grupo funcional	Ejemplo
Alcohol	R-OH	$\text{—}\overset{\text{O}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}}\text{—H}$ Hidróxilo	$\text{CH}_3\text{—OH}$
Éter	R-o -R'	$\text{—}\overset{\text{O}}{\underset{\text{xi}}{\text{C}}}\text{—}$	$\text{CH}_3\text{—O—CH}_3$
Aldehído	R-CHO	$\text{—}\overset{\text{O}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}}\text{—}$ Carbonilo primario	$\text{CH}_3\text{—CHO}$
Cetona	R-Co -R'	$\text{>C=}\overset{\text{O}}{\text{C}}\text{—}$ Carbonilo secundario	$\text{CH}_3\text{—CO—CH}_3$
ácido carboxílico	R-COOH	$\text{—}\overset{\text{O}}{\underset{\text{O}}{\text{C}}}\text{—H}$ Carboxilo	$\text{CH}_3\text{—COOH}$
Éster	R-Coo R'	$\text{—}\overset{\text{O}}{\underset{\text{O}}{\text{C}}}\text{—}$	$\text{CH}_3\text{—COO—CH}_3$

Donde R, R' son radicales (iguales o diferentes)

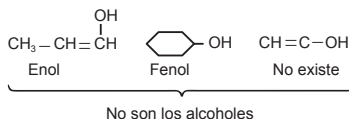
FUNCIÓN ALCOHOL (R—OH)

Los alcoholes son compuestos que contienen un grupo hidroxilo (OH) unido a un átomo de carbono saturado. Se debe tener en cuenta que el enlace que mantiene unido al OH con el átomo de carbono es covalente y no iónico.

Ejemplos:



Es alcohol



CLASIFICACIÓN DE ALCOHOLES

a. Según posición del grupo hidroxilo en el carbono

Alcoholes	Fórmula general	Ejemplos
Primario	$\text{R—}\overset{\text{H}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}}\text{—OH}$	$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—OH}$
Secundario	$\text{R—}\overset{\text{OH}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}}\text{—R}$	$\text{CH}_3\text{—}\overset{\text{OH}}{\underset{ }{\text{CH}}}\text{—CH}_3$
Terciario	$\text{R—}\overset{\text{OH}}{\underset{\text{R}}{\text{C}}}\text{—R}$	$\text{CH}_3\text{—}\overset{\text{OH}}{\underset{\text{C}_2\text{H}_5}{\text{C}}}\text{—CH}_3$

b. Por el número de OH

1. Monoles. Contiene un grupo OH.

Ejemplos:



2. Dioles. Contienen dos grupos OH, también se les denomina glicoles.

Ejemplos:



Nomenclatura de alcoholes

Sistema común:

Alcoholílico
Raíz del N.º de C

Sistema IUPAC:

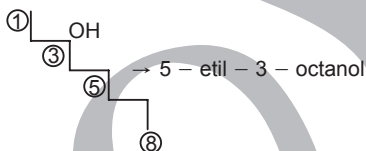
.....ol
Raíz del N.º de C

Ejemplos:

	Común	IUPAC
CH_3OH	Alcohol metílico (Espíritu de madera)	Metanol
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$	Alcohol etílico (Espíritu de vino)	Etanol
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$	Alcohol butílico	Butanol
$\text{CH}_3\text{CHCH}_2\text{CH}_3$ OH	Alcohol sec-butílico	2-butano

o tros ejemplos:

$\text{CH}_2\text{OH} - \text{CH}_2\text{OH}$	etanodiol (etilenglicol)
$\text{CH}_2\text{OH} - \text{CHOH} - \text{CH}_2\text{OH}$	propanotriol (glicerina)

**PROPIEDADES FÍSICAS DE LOS ALCOHOLES**

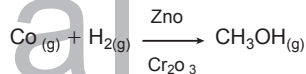
Los alcoholes pueden formar puentes de hidrógeno con otras moléculas de alcohol, y tienen puntos de ebullición mayores que los halogenuros de alquilo ($\text{R}-\text{X}$) y éteres de peso molecular igual. Los alcoholes de bajo peso molecular son miscibles con el agua, esta solubilidad es directamente atribuible a los enlaces de hidrógeno entre los alcoholes y el agua. La porción hidrocarbonada de un alcohol es hidrofóbica, es decir, repele las moléculas de agua. Al crecer la porción hidrocarbonada de la molécula de un alcohol, la solubilidad del alcohol en agua disminuye. Si la cadena hidrocarbonada es bastante larga, supera las propiedades hidrofílicas (de afinidad por el agua) del grupo hidroxilo. La ramificación de la porción hidrocarbonada aumenta la solubilidad en el agua. Un incremento del número de grupos hidroxilo $-\text{OH}$ incrementa también las propiedades hidrofílicas y la solubilidad.

El enlace $\text{o}-\text{H}$ es polar y proporciona el dipolo necesario para disolver cationes y aniones. Los al-

coholes al igual que el agua, pueden disolver compuestos iónicos, pero en menor proporción.

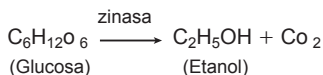
OBTENCIÓN DE ALCOHOLES

El metanol se obtiene a gran escala a partir del monóxido de carbono e hidrógeno a temperaturas y presiones elevadas (300°C y 300 atm) en presencia de catalizadores.

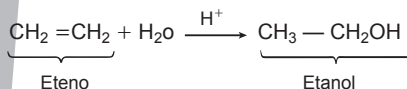


Es muy utilizado como solvente y en las reacciones químicas. Es venenoso, causa ceguera y la muerte.

El etanol se puede obtener por fermentación anaeróbica de los glúcidos o carbohidratos.



También se obtiene etanol por hidratación de eteno.



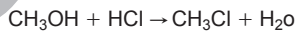
El etanol es muy utilizado como solvente. Se encuentra en las bebidas alcohólicas. Es menos tóxico que los otros alcoholes.

PROPIEDADES QUÍMICAS DE LOS ALCOHOLES

- Reacción con ácidos hidrácidos** (Se forma halogenuros de alquilo)

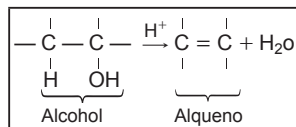


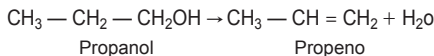
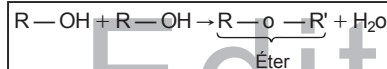
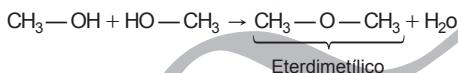
X: halógeno

Ejemplo:

Metanol Cloruro de metilo

- Deshidratación de alcoholes** (Formación de alquenos)



Ejemplo:**Formación del éter****Ejemplo:****Observación:**

Los alcoholes también originan reacciones de oxidación como de esterificación las cuales se indicarán más adelante a medida que vamos conociendo las demás funciones oxigenadas.

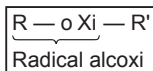
FUNCIÓN ÉTER (R - O - R')

Son compuestos que poseen dos grupos (R y R') unidos al oxígeno, estos grupos pueden ser iguales o diferentes y también alifáticos o aromáticos. El compuesto más conocido de esta familia es el éter etílico, $(\text{CH}_3\text{CH}_2)_2\text{O}$, que frecuentemente se llama éter.

Nomenclatura de los éteres

Sistema común: R - R' - Éter

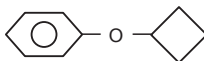
Los radicales se indican en orden alfabético

Sistema IUPAC:

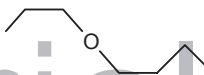
El radical alcoxi debe tener el menor N.º de carbonos.

Ejemplos:

- $\text{CH}_3 - \text{O} - \text{C}_2\text{H}_5$
Común: etil metil éter
iUPAC: metoxietano
- $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{O} - \text{CH}_3$
Común: metil propil éter
iUPAC: metoxipropano



Común: ciclobutil feniléter
iUPAC: ciclobutiloxibenceno



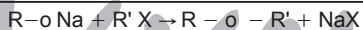
Común: butil propil éter
iUPAC: propoxibutano

PROPIEDADES FÍSICAS DE LOS ÉTERES

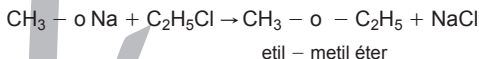
Los éteres por lo general son sustancias de olor agradable, más ligeros que el agua y de puntos de ebullición bajos, ya que no están asociados. Los éteres tienen menor punto de ebullición que los alcoholes de igual peso molecular. Un éter no pueden formar enlaces puente de hidrógeno consigo mismo, porque no tiene hidrógenos unidos al oxígeno, sin embargo puede formar enlaces de hidrógeno con agua o un alcohol, lo cual origina cierta solubilidad en estas sustancias. Los éteres no pueden disolver compuestos iónicos.

OBTENCIÓN DE LOS ÉTERES

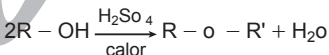
- Síntesis de Williamson



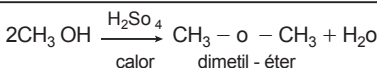
X: halógeno

Ejemplo:

- Deshidratación de alcoholes

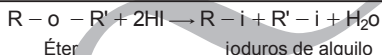


Esto es útil solo para la preparación de éteres simétricos.

Ejemplo:

PROPIEDADES QUÍMICAS DE LOS ÉTERES

- Son compuestos muy estables (poco reactivos), siendo esta, otra de las razones importantes por la que se les usa como disolventes para las reacciones.
- No reaccionan con metales alcalinos.
- Resistentes a álcalis (bases)
- No reaccionan con agentes oxidantes ni reductores.
- Reaccionan con ácidos (HI; HBr; H_2SO_4) dando lugar a la ruptura del éter.



FUNCIÓN ALDEHÍDO (R — CHO)

Son compuestos orgánicos caracterizados por tener el grupo funcional -CHO .

Nomenclatura de aldehídos

Sistema común:aldehído
(Raíz común del N.º de C)

Sistema IUPAC:al
(Raíz del N.º de C)

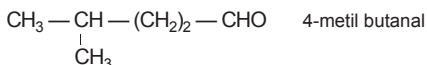
Ejemplos:



Metanal:

- Es un gas incoloro de olor irritante.
- Disuelto en agua al 40% en volumen se denomina formol.

o tros ejemplos:



PROPIEDADES FÍSICAS DE LOS ALDEHÍDOS

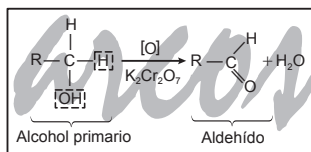
La mayoría de los aldehídos más conocidos son líquidos a temperatura ambiente. Los aldehídos de bajo peso molecular tienen generalmente, olores penetrantes y desagradables, en tanto que los de peso molecular elevado se encuentran en ciertos perfumes.

Las características especiales del grupo carbonilo influyen en las propiedades físicas de los aldehídos. El grupo carbonilo presenta polaridad, por lo que los aldehídos tienen mayor punto de ebullición con respecto a aquellos hidrocarburos y éteres de peso molecular comparable, pero menor punto de ebullición que los alcoholes de igual peso molecular, ya que los aldehídos no pueden formar puentes de hidrógeno entre sí. También tienen puntos de ebullición menores que los ácidos y alcoholes de peso molecular similar. En una pequeña proporción, algunos compuestos iónicos pueden ser disueltos por estos compuestos orgánicos.

El oxígeno del grupo carbonilo puede formar puentes de hidrógeno con moléculas de agua. Esto origina que los aldehídos de bajo peso molecular (con menos de cinco átomos de carbono) sean solubles en agua.

OBTENCIÓN DE LOS ALDEHIDOS

Los aldehídos son compuestos que se obtienen por una oxidación controlada de un alcohol primario.

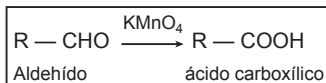


Teóricamente se obtienen al sustituir 2 átomos de hidrógeno en un carbono primario por un átomo de oxígeno.

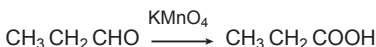
PROPIEDADES QUÍMICAS DE LOS ALDEHÍDOS

Se oxidan con facilidad. Por lo general son reactivos.

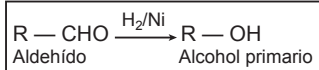
- **Oxidación.** Formación de ácidos carboxílicos.



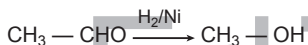
Ejemplo:



- **Reducción.** Forman alcoholes primarios.



Ejemplo:



FUNCIÓN CETONA (R — CO — R')

Las cetonas son compuestos caracterizados por la presencia

del grupo carbonilo ($\text{C}=\text{O}$).

NOMENCLATURA DE LAS CETONAS

Sistema común: $\text{R} - \text{R}' - \text{Cetona}$

Los radicales se nombran en orden alfabético.

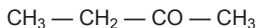
Sistema IUPAC:ona
(Raíz del N.º de C)

Ejemplos:



- Dimetil cetona
- Propanona

Propanona { Sustancia líquida soluble
en agua, disolvente de
esmaltes y barnices.



- Etilmetil cetona
- 2-butanona

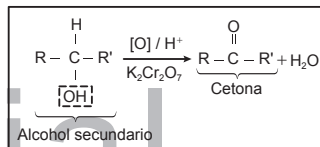


PROPIEDADES FÍSICAS DE LAS CETONAS

- Son sustancias líquidas y sólidas a temperatura ambiental, sus moléculas son polares y debido a esto son solubles en agua, disminuyendo tal solubilidad al aumentar el peso molecular.
- Poseen mayor temperatura de ebullición que los aldehídos correspondientes.

OBTENCIÓN DE LAS CETONAS

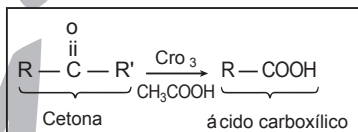
Se obtienen por la oxidación de un alcohol secundario.



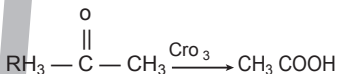
Teóricamente se obtiene al sustituir los dos átomos de hidrógeno de un carbono secundario por un átomo de oxígeno.

PROPIEDADES QUÍMICAS DE LAS CETONAS

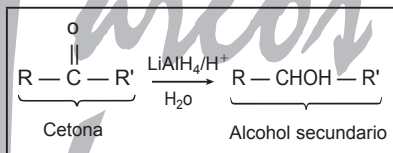
- **Oxidación.** Forman ácidos carboxílicos a condiciones más energéticas, con ruptura de la cadena carbonada.



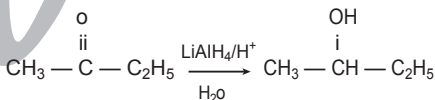
Ejemplo:



- **Reducción.** Forman alcoholes secundarios.



Ejemplo:



Observación:

Para diferenciar experimentalmente a los aldehídos y cetonas se utilizan:

- Reactivo de Tollens: nitrato de plata amoniacal.
- Reactivo de Fehling: iones Cu^{+2} en ácido tartárico.

ÁCIDOS CARBOXÍLICOS

Se caracterizan porque poseen el grupo funcional --COOH , llamado carboxílico, cuya fórmula general es R -- COH .



NOMENCLATURA DE LOS ÁCIDOS CARBOXÍLICOS

Sistema IUPAC:oico
(Raíz del N.º de C)

Ejemplos:

- $\text{HCOOH} \rightarrow$ ácido metanoico
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH} \rightarrow$ ácido propanoico

Sistema común

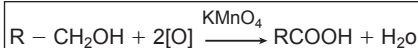
Estructura	Nombre común
HCOOH	Ac. fórmico
CH_3COOH	Ac. acético
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$	Ac. propanoico
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$	Ac. butírico
$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_3\text{COOH}$	Ac. valérico
$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_4\text{COOH}$	Ac. caproico
$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_5\text{COOH}$	Ac. caprílico
$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_6\text{COOH}$	Ac. cáprico
$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_7\text{COOH}$	Ac. láurico
$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_8\text{COOH}$	Ac. mirístico
$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_9\text{COOH}$	Ac. palmítico
$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{10}\text{COOH}$	Ac. esteárico

PROPIEDADES FÍSICAS

- Estado físico a 25°C .
- $\text{C}_1 \rightarrow \text{C}_{10}$: son líquidos solubles en H_2O , los demás son sólidos de aspecto grasiento.
- $\text{C}_{11} \rightarrow$ más: los de bajo $\overline{\text{M}}$ son solubles en H_2O , a partir de 10 carbonos son grasos, aceitosos.
- Forman entre sus moléculas EPH (líquidos asociados).

OBTENCIÓN DE LOS ÁCIDOS CARBOXÍLICOS

Se obtienen por oxidación de alcoholes primarios.



Ejemplo:



PROPIEDADES QUÍMICAS

- Son ácidos débiles (se ionizan parcialmente).
 $\text{RCOOH} \rightleftharpoons \text{RCOO}^- + \text{H}^+$
- El ácido fórmico es el más fuerte de ellos.
- Reaccionan con bases formando sales orgánicas y con alcoholes formando éster.
- Las sales que se forman generalmente son solubles en H_2O .

Reducción a alcoholes



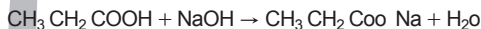
Ejemplo:



Formación de sales



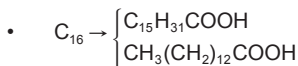
Ejemplo:



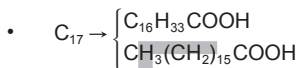
ÁCIDOS SUPERIORES O GRASOS

Son de alto peso molecular, de aspecto grasiento son insolubles en H_2O , los más comunes son: C_{12} , C_{14} , C_{16} , C_{17} , C_{18} tenemos:

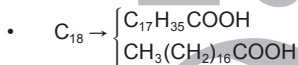
- $\text{C}_{12} \rightarrow \begin{cases} \text{C}_{11}\text{H}_{23}\text{COOH} \\ \text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_{10} - \text{COOH} \end{cases}$
ác. dodecanoico
(ác. láurico)
- $\text{C}_{14} \rightarrow \begin{cases} \text{C}_{13}\text{H}_{27}\text{COOH} \\ \text{CH}_3(\text{CH}_2)_{12}\text{COOH} \end{cases}$
ác. tetradecanoico
(ác. mirístico)



ác. hexadecanoico
(ác. palmítico)



ác. heptadecanoico
(ác. margárico)



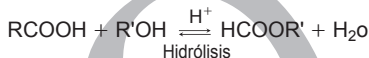
ác. octadecanoico
(ác. estearico)

ÉSTERES (R – COO – R')

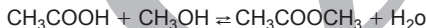
Son compuestos que proceden de la reacción entre ácidos carboxílicos y alcoholes.

REACCIÓN DE ESTERIFICACIÓN

ácido orgánico + alcohol \rightleftharpoons éster + agua



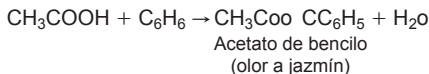
NOMENCLATURA



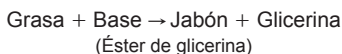
ácido acético Metanol Acetato de etilo
 Parte ácida Parte alcohólica

El olor y el sabor característico de muchos alimentos se debe a la presencia de ésteres. Los ésteres de bajo peso molecular tienen olores frutales, muchos ésteres del ácido fórmico aportan un sabor a ciruela, los acetatos, un sabor a pera, los buriratos un sabor a piña, etc.

Ejemplo:



Saponificación. Es el proceso de fabricación de jabones (reacción inversa a la esterificación)



COMPUESTOS HETEROFUNCIONALES

Las normas para nombrar los compuestos que poseen varios grupos funcionales distintos son esencialmente las mismas que las utilizadas para los compuestos que tienen grupos funcionales iguales. La única salvedad es que se hace necesario definir uno de ellos (que es el que determinará la cadena principal y el orden de numeración) como el grupo principal, considerándose los restantes grupos funcionales como sustituyentes.

Naturalmente, un mismo grupo funcional puede actuar como principal o como sustituyente, dependiendo de cuáles sean los otros grupos funcionales presentes en la molécula.

Grupo principal. Para seleccionar el grupo principal de entre los que existen en un compuesto determinado, se hace uso del orden de preferencia que se indica en la tabla 1, donde los grupos funcionales están ordenados por prioridad decreciente. Se muestra también los prefijos y sufijos que se han de usar cuando un grupo actúa como sustituyente o como grupo principal respectivamente.

A efectos de utilizar la tabla 1, debemos saber que R representa un grupo sustituyente y que (C) designa un átomo de carbono incluido en el nombre de la cadena principal y que no pertenece al grupo designado por el sufijo correspondiente. Ciertos grupos funcionales se describen por su prefijo exclusivamente. Algunos otros con esa misma característica figuran en la tabla 2.

En ambas tablas 1 y 2 figuran algunos grupos funcionales. Su inclusión permitirá nombrar, por sustitución, esos compuestos, siguiendo las mismas reglas que en los demás casos.

Formación del nombre. El nombre de un compuesto que posea grupos funcionales distintos se construye sobre el del hidrocarburo correspondiente a la estructura fundamental, añadiéndole los localizadores, prefijos y sufijos correspondientes. Se sigue los siguientes pasos:

1. Se selecciona el grupo funcional principal, que dará nombre al compuesto (nomenclatura por grupo funcional) o se utilizará como sufijo (nomenclatura por sustitución), e identifica a los sustituyentes que se citarán por sus prefijos
2. Definiremos la cadena principal anillo principal, utilizando los criterios generales. Resumidos de un modo breve, son los siguientes:

- En compuestos acíclicos, se utiliza los mismos criterios que para seleccionar la cadena principal de alcoholes, cambiando simplemente los radicales —OH por el grupo principal que corresponda.
- Si el grupo principal está en una cadena alifática que contiene un sustituyente cíclico el compuesto se nombra como compuesto alifático y el anillo como prefijo (radical)
- Si el grupo principal está en un sistema cíclico, el anillo es la estructura fundamental.
- Si el grupo principal está presente en dos o más cadenas o sistemas cíclicos, la cadena principal es la que lo contiene el mayor número de veces. De no poder seleccionar la cadena de este modo, se aplicarán los primeros criterios.

Tabla 1

Grupo funcional	Fórmula	Prefijo	Sufijo
Aniones ↓ Cationes ↓ Ácidos carboxílicos	—COOH —(C)OOH	carboxi—	Ácido ...carboxílico Ácido ...oico
↓ Anhídridos	—CO—O—CO— —(C)O—O—(C)O—	_____	Anhídrido ...carboxílico Anhídrido ...oico
↓ Ésteres	—COOR —(C)OOR	(R) oxicarbonil _____	...carboxilato (de R) ...oato (de R)
↓ Haluros de ácido	—CO—X —(C)O—X	halocarbonil- _____	Haluro de ...carbonilo Haluro de ...oilo
↓ Amidas	—CO—NH ₂ —(C)O—NH ₂	carbamoil- _____	—carboxamida —amida
↓ Nitrilos	—CN —(C)N	ciano—	—carbonitrilo —nitrilo
↓ Aldehídos	—CHO	formil—	—carbaldehído
↓ Cetonas	—(C)HO >(C)=O	oxo— oxo—	—al —ona
↓ Alcoholes, fenoles	—OH	hidroxi—	—ol
↓ Trioles	—SH	sulfanil—	—tiol
↓ Hidroperóxidos	—O—OH	hidroperoxi—	_____
↓ Aminas	—NH ₂	amino	—amina
↓ Iminas	=NH =NR	imino— (R)—imino—	—imina
↓ Éteres	—OR	(R)—oxi—	_____
↓ Sulfuros	—SR	(R)—sulfanil—	_____
↓ Peróxidos	—O—OR	(R)—peroxi	_____

Tabla 2

Grupo	Prefijo	Grupo	Prefijo
-F	fluoro	= N ₂	diazo-
-Cl	cloro-	-N ₃	azido-
-Br	bromo-	-NO	nitroso-
-I	iodo-	-NO ₂	nitro-

- Enumera la cadena principal y asigna los localizadores. Recuerda que los localizadores más bajos deben corresponder a las siguientes características estructurales consideradas sucesivamente en el orden de mayor a menor preferencia.
 - Numeración propia de algunos sistemas (sistemas aromáticos, policiclos, etc.).
 - Grupo funcional principal citado como sufijo
 - Insaturaciones (-eno/-ino).
 - Sustituyentes citados como prefijos
- El nombre se forma empezando por los sustituyentes en orden alfabético, precedidos por sus localizadores y prefijos numéricos (di, tri, etc.). Recuerda que los localizadores se colocan (salvo cuando se utilizan contracciones) inmediatamente delante de la parte del nombre a la que se refieren. El localizador 1, cuando señala la posición del grupo principal (sufijo), no es necesario citarlo, aunque se suele poner si existen en el mismo nombre otros localizadores.

Representación de un compuesto heterofuncional a partir de su nombre sistemático

Según seguirán los siguientes pasos:

- Localizar en el nombre los prefijos y sufijo y sepáralos del mismo. Lo que queda es el nombre de cadena principal, dibújala y enumérala.
 - Si tiene numeración sistemática propia (sistemas aromáticos, bicíclicos, etc.), se utiliza.
 - Si es un compuesto acíclico, se numera a partir de un extremo.
 - Si es cíclico, el grupo principal fijará la posición 1.
- Se debe situar las insaturaciones utilizando sus localizadores.
- El sufijo identifica el grupo principal. Colocarlo en la posición adecuada de la cadena principal.

- Los prefijos identifican los sustituyentes. Colocarlos en la cadena principal ayudándose de los localizadores.

FUNCIONES INTROGENADAS

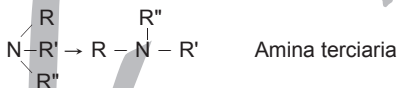
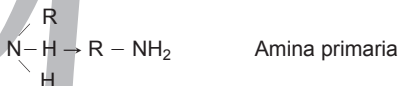
Los compuestos nitrogenados constituyen uno de los más relevantes, ya que se encuentran los grupos funcionales derivados del nitrógeno ampliamente distribuidos en todo ser vivo y tiene una extensa aplicación en la industria química y farmacéutica.

FUNCIÓN AMINA

Se reúne bajo el nombre de aminas a las sustancias que pueden ser consideradas como resultado de la sustitución parcial o total de los átomos de hidrógeno del amoníaco (NH₃) o del hidróxido de amonio (NH₄OH) por radicales hidrocarbonados.

Estructura y clasificación. Las aminas son sustancias que tienen una apreciable basicidad y se clasifican de acuerdo al número de grupos unidos al nitrógeno trivalente.

Tipos de aminas

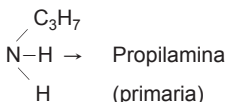


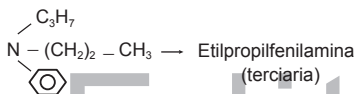
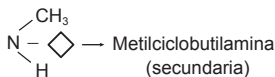
Donde: R, R', R'' pueden ser un grupo alquilo o arilo.

Nomenclatura. Para la nomenclatura de las aminas existen diversas reglas, dependiendo de cada tipo de amina.

- Se nombra el o los grupos alquilo o arilo unidos al nitrógeno y luego se coloca la palabra amina.

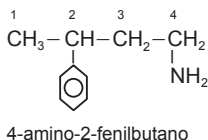
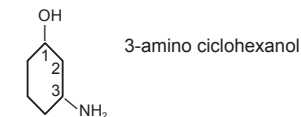
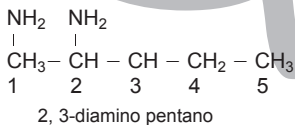
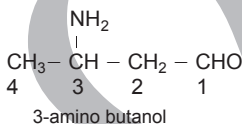
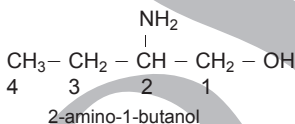
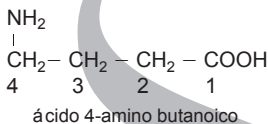
Ejemplos:





- Para aminas más complejas se considera al grupo —NH_2 como el grupo amino, pero se tiene que elegir la cadena matriz que contenga dicho grupo.

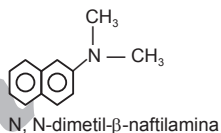
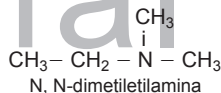
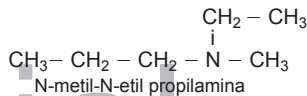
Ejemplos:



- En otros casos se escoge el radical de mayor número de carbonos en forma continua.

Entonces los demás son considerados como sustituyentes, pero se indica con N para especificar que se encuentra unido al nitrógeno

Ejemplos:



- En algunos casos se colocan nombres derivados de una amina importante. Se usa generalmente para aminas aromáticas como la anilina.



Ejemplos:



Propiedades

- Las aminas son compuestos polares, esto les permite formar enlaces puente de hidrógeno (a excepción de las aminas terciarias).
- Las aminas menores son solubles en agua, teniendo un límite para unos seis átomos de carbono.
- Las aminas alifáticas menores tienen olores desagradables característicos, que recuerdan al amoníaco (NH_3) y al pescado poco fresco.

Ejemplos:

En la descomposición del pescado se libera trimetilamina.

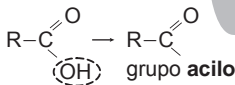
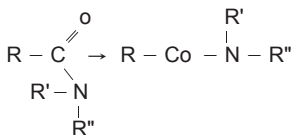
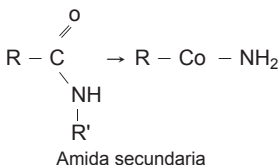
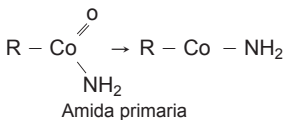
En la descomposición de la carne se produce 1,4-diaminobutano (putrescina) y 1,5-diaminopentano (cadaverina).

- Las aminas aromáticas son generalmente muy tóxicas, al ser absorbidas a través de la piel producen resultados fatales.
- Las aminas aromáticas se oxidan fácilmente con el aire, por eso se les encuentra generalmente coloreadas por productos de oxidación, son incoloros en estado puro.
- Las aminas tienen punto de ebullición más alto que los compuestos no polares de peso molecular semejante, pero son inferiores a los alcoholes y ácidos carboxílicos.

FUNCIÓN AMIDA

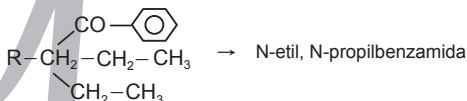
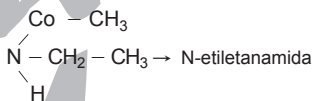
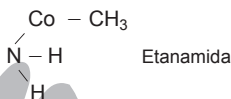
La importancia de las amidas radica en su relación con la química de péptidos y proteínas. La función amida está formada por un grupo carbonilo y un grupo amino. Es considerado como un derivado de los ácidos carboxílicos, por sustitución del grupo $-OH$ por $-NH_2$.

Estructura y clasificación. Al igual que los ésteres, las amidas son derivados funcionales de los ácidos carboxílicos. En el caso de las amidas se tienen grupos acilo unidos al nitrógeno trivalente, el grupo acilo es aquel que se obtiene al eliminar el grupo oxidrilo del grupo carboxilo.

**Tipos de amidas**

Amida terciaria

Nomenclatura. De acuerdo al sistema IUPAC se cambia la terminación oico, del ácido que origina el grupo acilo, por la terminación amida. Si existen otros grupos unidos al átomo de nitrógeno se indican con la letra N.

Ejemplo:**Propiedades:**

- A excepción del metanamida ($H-\text{Co}-NH_2$) las amidas sencillas son todas sólidas.
- Las amidas tienen un elevado punto de ebullición, superior a los ácidos respectivos, esto se debe a la formación de fuertes enlaces puente de hidrógeno.
- La más importante es la urea o carbodiamida ($NH_2-\text{Co}-NH_2$), se encuentra en la orina, se usa para la elaboración de resinas y plásticos, como abono y en la fabricación de medicamentos.
- El grupo $-C-$ le confiere polaridad, esto le permite ser soluble en el agua. La solubilidad límite en el agua es de cinco a seis carbonos en las amidas.
- Una de las propiedades de las amidas es la tremenda facilidad para dar reacciones de polimerización.

FUNCIÓN NITRIL (R-CN)

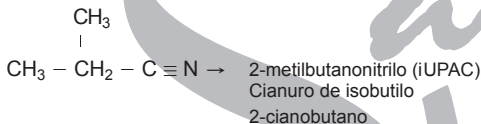
Estructura y clasificación. Los nitrilos o cianuros orgánicos se consideran como derivados de los

ácidos carboxílicos, esto se debe a que su hidrólisis conduce en último término a dichos ácidos. Su fórmula general es:



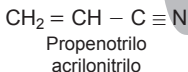
Nomenclatura. Para su nomenclatura, el sistema iUPAC utiliza el nombre del ácido del que derivan cambiando la terminación ico por nitrilo, en otros casos se considera como cianuros de alquilo o arilo ($-CN$: cianuro), o también como ciano alcanos o arenos ($-CN$: ciano).

Ejemplos:



Propiedades:

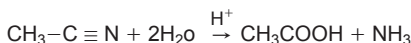
- Los nitrilos hasta 14 carbonos aproximadamente son líquidos, y los superiores son sólidos, todos ellos insolubles en agua.
- El más importante de los nitrilos es el acrilonitrilo, se utiliza en polimerización.



- Los de bajo peso molecular son solubles en agua, tienen olores agradables o tipo etéreo.
- El más conocido es el metanonitrilo o ácido cianhídrico, se encuentran en muchos vegetales como en las almendras amargas, es muy venenoso se usa como fungicida e insecticida y en metalurgia.



- Sus puntos de ebullición son menores que los ácidos correspondientes que se obtienen por su hidrólisis.

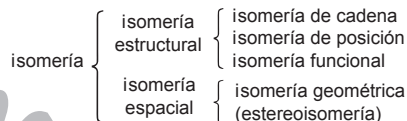


ISOMERÍA

Los isómeros son aquellos compuestos que tienen la misma fórmula global pero diferente fórmula desarrollada (del griego: *isos*: igual y *meros*: parte).

Los isómeros tienen propiedades físicas y químicas diferentes, pero contienen igual número de la misma clase de átomos, pero estos están unidos entre sí de manera diferente.

Tipos de isómeros. De acuerdo a la estructura molecular y a la distribución espacial de los átomos en la molécula, tenemos:



ISOMERÍA ESTRUCTURAL

Clases de isomería estructural

- Isomería de cadena.** Son aquellos isómeros que poseen distintas cadenas carbonadas tienen propiedades químicas parecidas. Este tipo de isomería se presenta en alcanos y para calcular el número de isómeros de cadena se calcula con la siguiente relación.

$$N.^{\circ} \text{ isómeros} = 2^{n-4} + 1; 4 \leq n \leq 7$$

$$N.^{\circ} \text{ isómeros} = 2^{n-4} + (n-6); 7 \leq n < 10$$

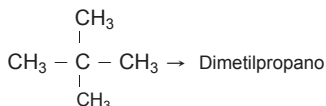
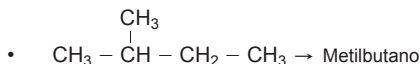
n: N.º de átomos de carbonos

Ejemplos:

- a. C_5H_{12}
- $$N.^{\circ} \text{ de isómeros} = 2^{5-4} + 1 = 2 + 1 = 3 \text{ isómeros}$$

Los isómeros son:

- $CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_3 \rightarrow$ Pentano

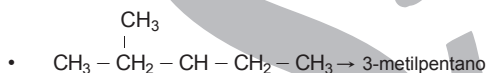
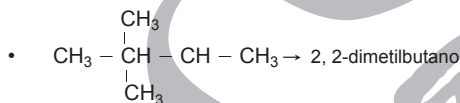
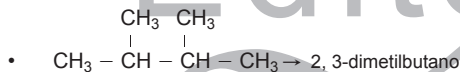
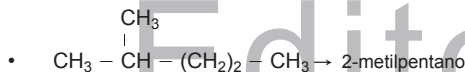


b. C_6H_{14}

$$N.^{\circ} \text{ de isómeros} = 2^{6-4} + 1 = 2^2 + 1 = 5 \text{ isómeros}$$

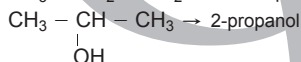
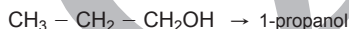
Los isómeros son:

- $CH_3 - (CH_2)_2 - CH_3 \rightarrow$ Hexano

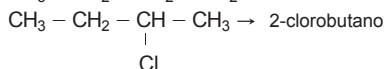
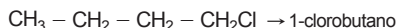


2. **Isomería de posición.** Estos isómeros tienen la misma cadena carbonada, pero se diferencian en la posición que ocupa su grupo sustituyente.

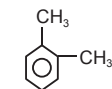
- C_3H_8O



- C_4H_9Cl



- Es natural que puedan presentarse simultáneamente isómeros de cadena y de posición.
- Dentro de los isómeros de posición tenemos a los derivados disustituídos del benceno, con sus respectivas posiciones: orto, meta y para.



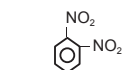
o - xileno



m - xileno



p - xileno



o - dinitrobenzono



m - dinitrobenzono

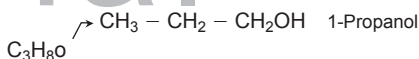


p - dinitrobenzono

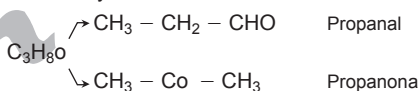
3. Isomería funcional o de compensación.

Son aquellos que pertenecen a funciones diferentes, tienen propiedades físicas y químicas diferentes.

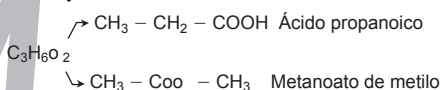
- Alcohol y éter



- Aldehído y cetona



- Ácido y éster



ESTEREOISOMERÍA

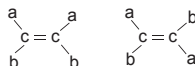
Pertenecen a esta clase de isomería los isómeros que difieren en la distribución espacial de los átomos, poseen propiedades químicas semejantes pero diferentes propiedades físicas.

Clases de estereoisomería

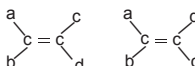
Isomería geometría. Son aquellos isómeros que se generan debido a la rigidez del doble enlace y existen dos clases.

Para que exista isomería geométrica es necesario que se cumplan ciertas relaciones entre los ligandos de los carbonos doblemente enlazados.

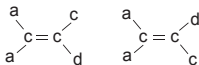
Existe isomería:



Existe isomería:



No existe isomería:



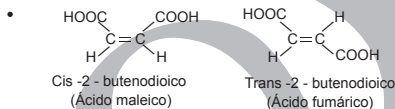
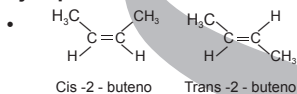
Isómero cis. Cuando los átomos o radicales, se encuentran a un mismo lado (cis: de este lado).



Isómero trans. Cuando los átomos o radicales se encuentran en lados opuestos (trans: al otro lado).



Ejemplos:



PETRÓLEO

La palabra petróleo etimológicamente proviene de dos voces latinas:

petrum: piedra *oleum*: aceite

Es decir aceite de piedra por lo que también se le llama aceite mineral.

¿QUÉ ES EL PETRÓLEO?

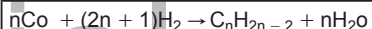
El petróleo es una mezcla completa constituida principalmente de hidrocarburos parafínicos, ciclo parafínicos o nafténicos y aromáticos; predominando los alcanos desde los más livianos a los más pesados, un petróleo se distingue de otro por el tipo de hidrocarburo que posee.

Los alcanos o parafinas gaseosas inferiores (gas natural) acompañan al petróleo y están parcialmente disueltos en él.

TEORÍAS DE SU ORIGEN

Teoría inorgánica. También llamada teoría de origen mineral, se fundamenta en que a partir de mi-

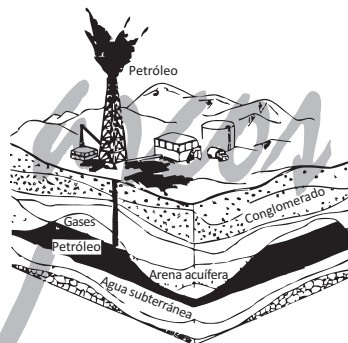
nerales de carbono, de donde se forma el Co , este reaccionaría con el hidrógeno proveniente de compuestos inorgánicos con la presencia de calor y de una fuerte presión que al combinarse dan origen a variadas formas de hidrocarburos que asociados constituyen al petróleo.



Teoría orgánica. También llamada teoría animal-vegetal o moderna, sostiene que el carbón y el hidrógeno que constituyen el petróleo provienen de restos de la vida animal-vegetal preexistente, el agua y la capa de sedimentos protegieron a las sustancias orgánicas de una rápida destrucción por oxidación, mientras tanto la acción del calor y de las bacterias causaron la formación de los hidrocarburos presentes en el petróleo.

ESTADO NATURAL

El petróleo es un líquido que se encuentra en depósitos subterráneos, retenidos en capas impermeables mezclado con gas natural y agua.



PROPIEDADES GENERALES

- El petróleo crudo es un líquido oleoso, más ligero que el agua, cuya densidad varía de 0,7 a 0,9 g/mL.
- El petróleo es un líquido a veces poco coloreado y fluido, otras veces es verdoso o rojizo con fluorescencia verde-azulada, o también lo es espeso y negro, lo que explica por su variada y compleja constitución.

Composición. El petróleo contiene pequeñas cantidades de oxígeno, azufre y nitrógeno, sales inorgánicas e incluso agua, siendo el azufre un elemento inconveniente porque puede dar lugar a la corrosión.

La mayor parte de los hidrocarburos del petróleo son líquidos; sin embargo existen también hidrocarburos sólidos (asfaltos y parafinas) disueltos en hidrocarburos líquidos.

OBTENCIÓN DEL PETRÓLEO

Exploración. En la cual se trata de ubicar la zona petrolífera, a través de pruebas sísmicas, gravimétricas, geológicas, etc.

Perforación. Una vez ubicada la zona, se perfora el subsuelo, en la industria petrolífera se distinguen dos sistemas de perforación: el de percusión y de rotación. Al perforar y alcanzar la capa petrolífera, generalmente la presión del gas hace surgir espontáneamente al petróleo, lo que ocurre a veces en forma violenta, alcanzando el líquido grandes alturas; por ello es útil la armadura en la boca del pozo, mediante la cual regulando la presión se le hace surgir en forma controlada. Si la presión del gas resulta insuficiente para elevar el petróleo, se inyecta aire o gas natural o si no, se extrae el petróleo por medio de bombas.

Explotación. El petróleo obtenido se almacena en grandes depósitos anexos y se le hace reposar para eliminar la mayor parte del agua y la arcilla que a veces arrastra; luego se transvasa mediante bombas a los tanques de almacenamiento, para después ser enviado a las destilerías o puestos de expedición, por cañerías especiales; oleoductos de gran longitud.

REFINACIÓN DEL CRUDO

Consiste en la separación de impurezas del petróleo y obtener las fracciones útiles, tiene las siguientes fases:

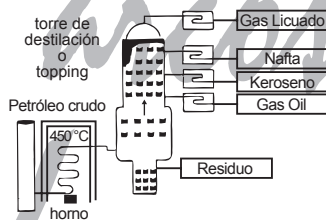
Tratamientos previos. El petróleo en su conjunto como mezcla lleva sedimentos como arcilla, agua emulsionada y sales, su eliminación está sujeta a los tratamientos previos como:

- Separación del agua por el método de gravedad (el agua es más densa que el petróleo).
- Separación de algunas partículas por filtración
- Endulzamiento, que consiste en la eliminación de sales como NaCl , CaCl_2 , MgCl_2 .

Es necesario la eliminación de sales porque al ponerse en contacto con el agua forma HCl siendo esto totalmente corrosivo.

Destilación fraccionada. También se denomina topping o destilación primaria, consiste en la separación del petróleo crudo en sus componentes, lo cual se basa en las diferentes temperaturas de ebullición que tienen los componentes de la mezcla petrolífera, obteniéndose gas combustible, keroseno, aceites lubricantes y residual, toda refinería hace uso de este proceso.

En el Perú tenemos la refinería de Talara, La Pampilla, y Pucallpa en la Selva. La destilación del petróleo empieza cuando en la columna de fraccionamiento, ingresa el crudo caliente a la temperatura de 420°C a 450°C proveniente del horno. En la columna de destilación los componentes se separan según la diferencia de temperaturas de ebullición de cada componente. Por la parte superior se desprende la fracción de menor temperatura de ebullición y por el fondo se obtiene la fracción de mayor temperatura de ebullición.



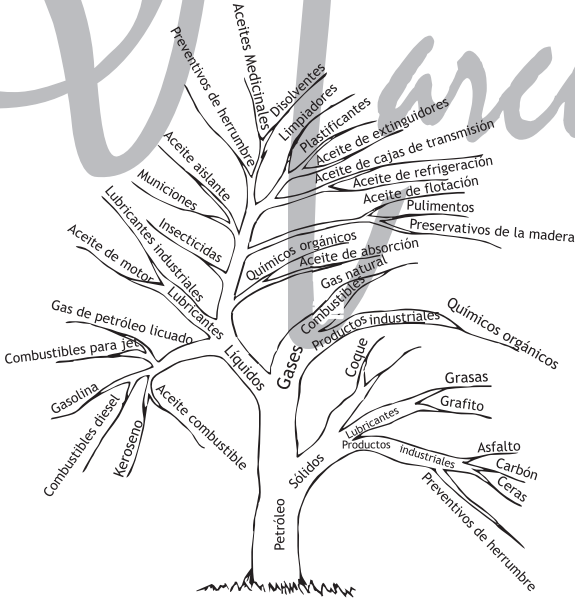
Residuos de destilación. Alquitrán de crudo (asfalto, *fuel*, *oil*, coque de petróleo), parafinas sólidas y otros productos betuminosos.

PRINCIPALES DERIVADOS

Mencionar los derivados del petróleo, es enumerar cerca de 700 000 sustancias diferentes entre gases, líquidos y sólidos, para evitar tan seria tarea, indicaremos las principales fracciones obtenidas en la destilación, de acuerdo a un rango de temperaturas.

Fracción	Temperatura	Cadenas carbonadas	Usos
Gas de petróleo	Hasta 40 °C	C ₁ a C ₄	Combustibles, el C ₃ H ₈ principalmente
Éter de petróleo o ligroina	40 °C - 70 °C	C ₅ a C ₆	Disolvente - Quitamanchas Lavado en seco
Gasolina aviación	70 °C - 100 °C	C ₆ a C ₁₀	Combustible de motores
Gasolina de automóviles	100 °C - 120 °C		
o tras gasolinas	120 °C - 180 °C		
Keroseno	180 °C - 270 °C	C ₁₁ a C ₁₅	Combustible doméstico, motores diesel
Gas oil (aceite diesel)	270 °C - 360 °C	C ₁₆ a C ₂₀	Obtención de aceites lubricantes; combustible diesel
Aceites lubricantes	Por sobre 360 °C	C ₂₀ en adelante	Lubricación
Vaselinas o petrolatos	Por sobre 360 °C	C ₁₂ a C ₁₅	Pomadas - lubricación
Parafina	Por sobre 360 °C	C ₂₀ a C ₃₀	Velas (ceras) e impermeables
Alquitrán o brea	Por sobre 360 °C	-----	Asfalto - impermeabilización
Coque de petróleo	Por sobre 360 °C	-----	Combustible - electrodos

Derivados del petróleo



GAS NATURAL

- Contiene los alcanos más volátiles, siendo su composición:

Componente	Porcentaje
CH ₄ →	80%
C ₂ H ₆ →	13%
C ₃ H ₈ →	3%
C ₄ H ₁₀ →	1%
Nitrógeno →	3%

- Se obtiene del petróleo, al momento de la extracción o por destilación fraccionada a bajas temperaturas (menos de 30 °C).
- Se usa como combustible, en calefacción, como materia prima en la síntesis de muchos productos (petroquímica).
- Combustiona completamente sin producir hollín, los gases propano (C₃H₈) y butano (C₄H₁₀) se comprimen y se venden como gas licuado, comúnmente se le conoce como **gas propano**.

GASOLINA

- Es una mezcla de hidrocarburos líquidos de 5 carbonos hasta 10 carbonos, siendo los constituyentes más importantes los de 6; 7 y 8 carbonos.
- Es la fracción más importante del petróleo, se obtiene entre 70 °C y 180 °C.
- Se usa como combustible en los motores de combustión interna.

ÍNDICE DE OCTANO O PODER ANTIDETONANTE

La calidad de una gasolina se expresa por su octanaje. Para determinar el octanaje de una gasolina, se prueba en un motor de ensayo y se miden sus propiedades detonantes, esta prueba se fundamenta en la comparación con una mezcla patrón formada por n-heptano (detonante) y el 2, 2, 4 trimetil pentano (antidetante) al que los técnicos del petróleo han dado el nombre inadecuado de isoctano.

Escala de octanaje. (Según API)



Componente	Fórmula	Octanaje
n-heptano	CH ₃ - (CH ₂) ₅ - CH ₃	0
isooctano	$ \begin{array}{c} \text{CH}_3 \qquad \text{CH}_3 \\ \qquad \quad \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array} $	100

Donde el porcentaje de isooctano determina el octanaje, para lo cual ilustramos con dos ejemplos:

Gasolina de 84 octanos. Tiene el mismo rendimiento en un motor de prueba, que una mezcla de 84% en volumen de isooctano y 16% en volumen de n-heptano.

- Gasolina de 95 octanos.** Tiene el mismo rendimiento en un motor de prueba, que una mezcla formada por 95% de isooctano y 5% en volumen de n-heptano.

Variación de octanaje. En el siguiente cuadro se tiene los octanajes de algunos hidrocarburos:

Hidrocarburo	Estructura molecular	Tipo de estructura	Octanaje
n-heptano	CH ₃ - (CH ₂) ₅ - CH ₃	Lineal	0
n-hexano	CH ₃ - (CH ₂) ₄ - CH ₃	Lineal	25
2-metilhexano	$ \begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 - \text{CH} - (\text{CH}_2)_3 - \text{CH}_3 \end{array} $	Ramificad	42
2-metilbutano	$ \begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 - \text{CHCH}_2\text{CH}_3 \end{array} $	Ramificad	93
2, 2, 4-trimetilpentano	$ \begin{array}{c} \text{CH}_3 \quad \text{CH}_3 \\ \quad \quad \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{CH}_2 - \text{C} - \text{CH}_3 \\ \qquad \quad \\ \text{CH}_3 \quad \quad \text{H} \end{array} $	Ramificad	100
Benceno		Aromático	106
Tolueno		Aromático	120

Del cuadro, se concluye que:

1. En cadenas lineales

A menor $\overline{M} \Rightarrow$ Mayor octanaje

2. En cadenas ramificadas

A mayor número de ramificaciones
 \Rightarrow Mayor octanaje

3. A nivel de hidrocarburos

- Aromáticos
- Hidrocarburos insaturados
- Ciclo alcanos
- Alcanos ramificado
- Alcanos lineales

Aumenta
el
octanaje

TÉCNICAS PARA MEJORAR LA CALIDAD DE LA GASOLINA

a. Adición de sustancias antidetonantes. La adición de ciertas sustancias mejoran la calidad de la gasolina tales como:

- Plomo tetraetilo: $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4$
- Gasohol (90% gasolina + 10% alcohol)
- Éter terbutilmetílico
- Benceno

Observaciones:

- El plomo tetraetilo produce contaminación ambiental por emitir partículas de Pb (metal pesado).
- La gasolina ecológica de 90 octanos no tiene plomo y es menos contaminante que la gasolina de 84 octanos que usa plomo tetraetilo.

b. Cracking. Llamado craqueo o pirólisis, consiste en romper la cadena de moléculas pesadas de los hidrocarburos, generándose moléculas pequeñas que sirven en la obtención de la gasolina.

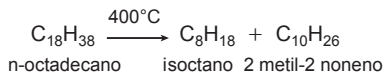
El *cracking* puede ser:

1. Cracking térmico

- También llamado pirolítico, se realiza a altas temperaturas entre 470°C y 510°C y elevada presión entre 20 a 50 atmósferas.
- Se obtiene etileno y alcanos ligeros.

2. Cracking catalítico

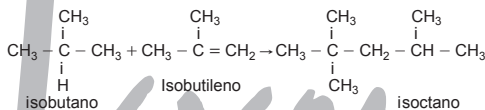
- Se realiza a temperaturas entre los 430°C y 400°C y a una presión de 1,4 a 3,4 atmósferas de presión.
- La ruptura de la cadena, es por la presencia de catalizadores como: SiO_2 , Al_2O_3 , arcilla natural, Cr_2O_3 , MgO .
- El objetivo es bajar la temperatura de operación para obtener una mejor gasolina, no afectar la superficie del reactor que está formada por metales sensibles: Fe, Cr, Ni y por último reducir el costo de operación.



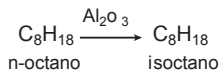
Observación:

Con el *cracking* catalítico se produce gasolina de mayor octanaje.

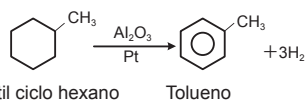
c. Alquilación. En este proceso una cadena lineal o ramificada de bajo peso molecular, se une con otra que puede ser aromática o no aromática, obteniéndose gasolina de buena calidad.



d. Isomerización. Los hidrocarburos normales se transforman en sus isómeros ramificado mediante una acción catalítica, mejorándose el octanaje.



e. Gasolina aromática. Permite la transformación de cualquier gasolina pesada en una de mayor octanaje por uso de catalizadores como $\text{Pt}/\text{Al}_2\text{O}_3$ o $\text{Pt}/\text{Si}_3\text{Al}_4$ y funciones asociadas como hidrogenación e isomerización, el resultado es gasolina aromática.





IMPORTANCIA DEL PETRÓLEO EN LA VIDA MODERNA

- Sirve como materia prima para la obtención de productos sintéticos que comparándolos con los naturales resultan más económicos y muchas veces de mejor calidad.

Ejemplos:

Fertilizantes, plásticos, etc.

- Se obtienen combustibles con un poder calorífico superior al carbón (hulla)
- Da lugar a la aparición de una nueva industria, la Petroquímica y por ende nuevos productos en el mercado, que sustituyen a otros con igual fin. Ejemplo: solventes, fibras sintéticas, etc.
- Para los países desarrollados, esta fuente energética ha sido determinante en su evolución industrial y económica.

PETROQUÍMICA EN EL PERÚ

- El término Petroquímica etimológicamente quiere decir química de las rocas; pero se refiere a la industria de productos químicos derivados del petróleo o del gas natural principalmente.
- La industria petroquímica en el país se reducía a la obtención del hidrógeno a partir del petróleo residual, para la síntesis del amoníaco que se lleva a cabo en Fertisa del Callao, hasta que Petroperú se dedicó a convertir a Talara en primer polo de desarrollo petroquímico de nuestra patria.
- Teniendo en consideración la demanda de fertilizantes para el desarrollo de nuestra agricultura, se ha construido una planta que produce amoníaco, una unidad de craqueo catalítico que permite obtener además de gasolina de alto octanaje, negro de humo y solventes.
- La enorme importancia para el desarrollo industrial de un país significa la implantación de la industria petroquímica, por estar

basada en la transformación química del petróleo, gracias a estas industrias, obtenemos productos primarios como: etileno, butileno, metano, hidrógeno, compuestos aromáticos y productos finales como: solventes, líquidos anticongelantes, fibras sintéticas, líquidos para frenos, plastificantes, detergentes, caucho artificial, negro de humo, películas, aislantes eléctricos, productos farmacéuticos, fertilizantes, etc.

CONTAMINACIÓN QUE CAUSA EL PETRÓLEO

- Una de las causas de la contaminación ambiental es la presencia de sustancias extrañas en el medio ambiente por el uso masivo del petróleo y sus derivados, que caracteriza nuestra época.
- La contaminación con petróleo y con aceite de petróleo, de lagos, ríos y mares, ha traído como consecuencia la mortandad de los peces, así como de las aves y mamíferos acuáticos y la desaparición de la vegetación en varios sectores.
- El petróleo, como agente contaminante de los medios acuáticos, ejerce su acción sobre los seres vivos en tres formas: impide la oxigenación del agua al flotar en la superficie, consume el oxígeno disuelto en el agua al descomponerse en sus elementos y ejerce una acción tóxica sobre los organismos al ser ingerido con los alimentos.
- Otra manera de contaminación a causa del petróleo se encuentra en su uso industrial como combustible, debido a los productos de la combustión, tales como el hollín, negro de humo y los gases de óxido carbonoso y carbónico que contaminan el aire.

ECOLOGÍA

La ecología es una parte de la biología, que estudia las relaciones existentes entre los organismos y el medio en que viven.

La población de cualquier especie animal depende de la disponibilidad de alimentos y del número de depredaciones naturales. Cuando estos dos factores permanecen constantes, la tasa de natalidad y la tasa de mortalidad son iguales.

En el ámbito de la salud pública, la persona humana es el objetivo principal, la protección del individuo y el medio en que se desenvuelve. De aquí que sea necesario mantener su medio ambiente: el suelo, el aire, el agua, los alimentos y los elementos externos que usa, debidamente protegidos de contaminación.

En el objetivo de lograr lo anterior, la participación de la Química es preponderante para la identificación y cuantificación de las sustancias, la adaptación de las mismas a los requerimientos del ser humano a la adición de cantidades definidas de ellas. Además, en cuanto a la identificación y cuantificación de los organismos vivos, la aplicación de la química es necesaria, por cuanto estos se identifican por los cambios químicos que producen en el medio en el cual viven o por los cambios producidos por el uso de determinadas sustancias químicas. Todo lo descrito anteriormente requiere la realización de análisis químicos de acuerdo a normas especiales.

La presión creciente sobre las extensiones cultivables disponibles, el aumento del uso de productos químicos, la expansión de los desiertos y la deforestación, están disminuyendo la productividad del suelo en muchas partes del mundo. El talado de bosques, el uso poco cuidadoso de productos químicos y fertilizantes y la erosión están destruyendo el suelo y el potencial agrícola de la tierra, por lo cual en los últimos años se ha hecho hincapié en la necesidad de encontrar medios con los cuales se pueda detener e invertir estos procesos de deterioro ecológico.

CONTAMINACIÓN QUÍMICA

Cuando hablamos de contaminación o polución nos referimos a cualquier tipo de impureza presente en el aire, el suelo o el agua que altera o daña los ecosistemas afectando a los seres humanos, plantas y animales.

Por extensión también aplicamos el término a otros casos, como la contaminación de los alimentos, de nuestros vestidos, materiales diversos, etc. Muchas sustancias dañinas o venenosas se encuentran en forma natural, sin que sean consecuencia de la actividad humana, pero cuando hablamos de contaminación nos referimos específicamente a la presencia de sustancias tóxicas que se encuentran

en nuestro ambiente por causa del hombre, las cuales tienen efectos más rápidos y notorios que los que pueden causar sustancias tóxicas naturales, las que muchas veces toleramos porque nos hemos adaptado a ellas.

Nuestro propio cuerpo, en forma natural, contiene sustancias tóxicas, como arsénico, mercurio y otros metales pesados sin que afecten nuestra salud. Muchas veces contiene también nuestro organismo productos químicos como el insecticida DDT en cantidades que toleramos.

Históricamente, la contaminación de nuestro planeta así entendida, se inicia con la Revolución industrial que tiene lugar a mediados del siglo pasado, al introducirse en las fábricas, máquinas accionadas por energía obtenida de combustibles sólidos (carbón) cuyos residuos afectan a la biosfera. A esto hay que añadir la emigración de los habitantes del campo a la ciudad, tal como viene ocurriendo en nuestro país en las últimas décadas, formándose grandes centros urbanos e industriales donde los hombres se aglomeran rompiendo la armonía con la naturaleza; luego con el aumento de producción de bienes y el consumo, aumentan también los desechos industriales que contribuyen a aumentar la contaminación. Este último fenómeno se agrava con el desarrollo alcanzado en el último medio siglo por las industrias químicas, cuyos residuos son altamente contaminantes.

Actualmente el problema de la contaminación ha alcanzado niveles alarmantes por su extensión geográfica, pues cubre todo el planeta incluyendo los océanos. Por ello, los ecologistas más preocupados por la degradación del medio ambiente afirman que el hombre va en camino de envenenar toda la Tierra, autodestruyéndose.

CONTAMINACIÓN DEL AIRE

Entre los contaminantes primarios del aire, es decir que causan la mayor parte de la contaminación, en una proporción mayor del 90% se señalan cinco tipos de sustancias: monóxido de carbono, óxido de nitrógeno, óxidos de azufre, macropartículas y freones.

a. Monóxido de carbono. Es un gas muy peligroso para el hombre, en primer lugar por su toxicidad, pues en alta concentración en el

ambiente puede ocasionar la parálisis de los órganos de respiración y también sofocación por insuficiencia de oxígeno, llegando incluso a causar la muerte, y también es peligroso por sus propiedades engañosas, ya que es inodoro, insípido e incoloro.

El monóxido de carbono (Co) se encuentra en el aire en forma natural, proveniente de la putrefacción de la materia orgánica y la clorofila de las plantas, pero sin llegar a niveles peligrosos, sin embargo, este gas es también producido por los automóviles y otros vehículos con motores a petróleo o gasolina. De allí que las zonas urbanas muy pobladas con elevada circulación de automóviles y otros vehículos de transporte presentan mayor concentración ambiental del monóxido de carbono.

- b. **Óxidos de nitrógeno.** Los óxidos de nitrógeno: monóxido (No) y dióxido (No_2) son también contaminantes del aire por ser tóxicos, otros óxidos de nitrógeno existentes también en el aire no son tóxicos.

La toxicidad del No es relativamente baja, pero su peligro radica en que puede oxidarse con el oxígeno del aire, convirtiéndose en No_2 cuya toxicidad es cuatro veces mayor. El No_2 produce irritaciones en nariz, garganta y ojos, y causa congestión y enfermedades pulmonares que, en caso de contaminación extrema pueden causar la muerte.

Como sabemos, el aire contiene N_2 y O_2 en grandes cantidades, pero la reacción entre ambos gases para producir óxidos no se produce a las temperaturas ambientales, sino que requiere de altas temperaturas. Luego, los procesos de combustión, ya sea en los motores de los automóviles o en las plantas térmicas de energía eléctrica en que se quema grandes cantidades de petróleo, proveen la energía (calor) necesaria para que el N_2 del aire produzca No que luego se convierte en el aire en No_2 . De allí la importancia de la producción de energía eléctrica en centrales hidroeléctricas que no contaminan el aire.

- c. **Óxidos de azufre.** El óxido de azufre que se encuentra en mayor proporción en la atmósfera es el dióxido (So_2), el cual se oxida en el aire convirtiéndose en trióxido (So_3) y este

rápidamente reacciona con la humedad ambiental para convertirse en H_2So_4 . Este último cambio se favorece en lugares de alta humedad atmosférica, como es el caso de la costa central del Perú.

Además de los efectos tóxicos sobre los seres humanos y las plantas, la presencia de So_2 y So_3 en la atmósfera causa un problema de contaminación ambiental que se conoce como el fenómeno de la lluvia ácida, un indicador es la determinación del pH del agua de lluvia, que con la sola presencia del Co_2 en estado de equilibrio es un valor de 5,5.

El principal daño que causa el So_2 en el hombre es la irritación de las vías respiratorias y es mayor aún cuando las personas respiran por la boca, por lo que afecta más a las personas que tienen males respiratorios (asmáticos), así como a los ancianos que tienen tendencia a respirar más por la boca.

El H_2So_4 , de otro lado, afecta también las vías respiratorias y es corrosivo. Los combustibles más comunes: carbón, petróleo y gas natural provienen de los organismos vivos entonces contienen algo de azufre y al arder se formarán el So_2 y el So_3 . Es por eso que los principales contaminantes del aire con óxidos de azufre son los combustibles fósiles ya mencionados que se queman en grandes cantidades en las plantas térmicas de energía eléctrica.

Esta es además la razón por la cual el petróleo que tiene alto contenido de azufre se cotiza a más bajos precios, porque requiere de una refinación previa (para eliminar parte del azufre) si se quiere evitar la contaminación del aire.

Muchas industrias, así como los automóviles y otros vehículos emiten gases tóxicos y densas humaredas que pasan a la atmósfera.

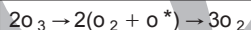
Cuando estos humos tóxicos se mezclan con la niebla frecuente en muchos lugares de alta humedad atmosférica, se produce una espesa niebla llamada *smog* (en inglés: *smoke*: humo; *fog*: niebla), que no solo dificulta la visibilidad sino que causa trastornos respiratorios sobre todo en los ancianos y personas con afecciones pulmonares. Basta señalar que el

smog formado sobre Londres en diciembre de 1952 causó más de 4000 muertos.

- d. **Freones.** Con el nombre de freones se conoce a un tipo de sustancias químicas que contienen cloro, flúor y carbono las cuales son utilizadas por la industria en muchos productos de uso doméstico. Estas sustancias se utilizan como impelentes en las latas de aerosoles lo que hace que continuamente se pulvericen en la atmósfera, los freones son compuestos estables a temperaturas bajas, por lo que no causan ningún daño inmediato, pero una vez en la atmósfera se dispersan y llegan a la estratósfera donde se encuentran con la capa de ozono; que nos preserva de los efectos de las radiaciones ultravioletas que irradia el Sol, destruyéndola.

EL OZONO

El ozono O_3 es un gas inestable de color azul claro a temperatura ambiente. Se forma al hacer pasar una descarga eléctrica por $\text{O}_{2(g)}$. El ozono tiene mayor densidad que el $\text{O}_{2(g)}$, y es un agente oxidante muy fuerte. El ozono se descompone con facilidad en el ambiente:



Las radicales de oxígeno (O^*) que son átomos intermedios en esta reacción y con gran capacidad para captar electrones, actúan así como fuertes oxidantes, siendo empleados en la destrucción de bacterias en el proceso de purificación del agua.

Destrucción de la capa de ozono de la atmósfera. La Tierra y su entorno pueden ser divididos en las siguientes regiones:

1. **Litósfera.** Los suelos (continentes).
2. **Hidrosfera.** El agua (mares, lagos, etc.)
3. **Atmósfera.** Envoltura gaseosa que rodea a la Tierra. Esta contiene a su vez las siguientes subcapas:
 - **Tropósfera.** Subcapa inferior (unos 15 km de espesor). Vivimos inmersos en ella. Hay aquí

una concentración de CO_2 y de vapor de agua mayor que en las otras subcapas.

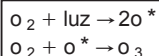
- **Estratósfera.** Subcapa intermedia (de 15 km a 40 km de altura). Contiene en su parte inferior, a unos 20 km sobre el suelo terrestre, una concentración o capa formada por ozono que actúa como filtro de la mayor parte de radiaciones ultravioletas del Sol.
- **Ionósfera.** Subcapa superior (de 40 km a 4000 km de altura). Contiene gases ionizados.

El ozono se forma en la atmósfera superior (estratósfera) cuando las moléculas de O_2 absorben radiación electromagnética ultravioleta (UV) proveniente del Sol, formando una capa constante de pequeño espesor que envuelve a la Tierra. Esta capa de ozono absorbe parte de la radiación UV, en lo que constituye una operación de filtración esencial para la vida en el planeta.

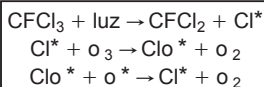
De llegar esta radiación con mayor intensidad a la superficie provocaría daños en los seres vivos. Se estima que la presencia de cáncer a la piel se eleva en forma directamente proporcional a la disminución de la concentración de ozono en dicha capa.

Los compuestos orgánicos clorofluorocarbonados existen en la sociedad de consumo en la forma común de rociadores (*spray*) para diversos usos. Los compuestos gaseosos freones (CFCl_3 ; $\text{C}_2\text{F}_4\text{Cl}_2$; etc.), al ser liberados de sus recipientes, se difunden lentamente hacia la estratósfera.

Ahora bien, la radiación UV que llega a la Tierra provoca diversas reacciones fotoquímicas en la estratósfera, como la formación natural de ozono, según las reacciones:



Al incidir la radiación UV sobre los freones, se libera el cloro atómico altamente reactivo el cual ataca al ozono generando el siguiente ciclo de reacciones:



El gas de clorofl orcarbono destruye la capa de ozono, permitiendo que la radiación UV llegue con toda su intensidad (no filtrada) a la superficie de la Tierra.

Así aunque el ozono puede renovarse en forma natural en la atmósfera (debido a la misma energía de la radiación UV), su velocidad de descomposición actual en la capa de ozono a causa de los compuestos orgánicos clorofluorocarbonado generados por el hombre es demasiado elevada, por lo que hay partes en la capa de ozono que presentan agujeros, y cuya reparación será muy lenta.

Exceso de ozono. Si bien el O_3 es necesario en la estratósfera, el ozono formado por las reacciones entre diversos compuestos orgánicos e inorgánicos producidos y también producto de reacciones en campos eléctricos, representa en el aire que respiramos un tipo de contaminación, pues, contribuye a la formación de smog urbano (una mezcla contaminante de niebla y humo). Cuando la concentración de ozono en el aire aumenta, se produce irritación en todo el tracto respiratorio.

EL EFECTO INVERNADERO

En nuestros estudios de Química no hemos considerado venenosos al dióxido de carbono (CO_2) y al agua que, al contrario, nos da la vida. No obstante, la concentración del CO_2 en el aire ha aumentado un 12% a 14% en los cien años pasados. El CO_2 en la atmósfera puede funcionar como el vidrio de un invernadero de plantas que deja pasar la luz solar pero no sus radiaciones infrarrojas. Los rayos infrarrojos producidos en el invernadero elevan la temperatura en el interior de este con referencia al medio ambiente. En igual forma, el CO_2 transmite la luz visible pero no los rayos infrarrojos. Por esto se dice que mayores concentraciones de CO_2

en el aire podrían producir un efecto invernadero. Los científicos especulan que una elevación en la temperatura en la atmósfera y por consiguiente en la superficie terrestre, podría originar que la nieve de los glaciares y el hielo de los polos de la Tierra, se derritieran, aumentando el nivel de los océanos que inundarían sectores continentales.

CONTAMINACIÓN DEL AGUA

Las aguas naturales no son puras sino que contienen una serie de sustancias disueltas, principalmente sales, y además suelen tener sólidos en suspensión, muchos de ellos de origen orgánico (residuos vegetales o animales).

Tal como se ha dicho antes para el caso del aire, cuando hablamos de la contaminación del agua, nos referimos a la presencia en ella de sustancias que por su naturaleza o por su cantidad la hacen perjudicial para sus diversos usos, ya sea como agua potable, de uso agrícola o industrial. En el caso de ríos, lagos, mares u océanos, la contaminación afecta o impide también el desarrollo de plantas o animales acuáticos.

Debemos anotar que algunos contaminantes se descomponen gracias a procesos químicos o biológicos que ocurren en el agua, pasando a formas más simples que pueden perder su efecto perjudicial. A estos contaminantes se les denomina degradables o biodegradables. La biodegradación de la materia orgánica en el agua se produce en especial por acción de bacterias y otros organismos presentes en ella.

Cuando se trata de bacterias aeróbicas, que actúan en presencia del oxígeno disuelto en el agua, los productos resultantes de la biodegradación son inocuos, en cambio en ausencia de oxígeno actúan bacterias anaeróbicas que liberan gases perjudiciales, agravando la contaminación y emitiendo malos olores.