

QUÍMICA

Comenzando este curso de Nivelación queremos compartirles un mensaje a los futuros estudiantes Universitarios:

“La química suele considerarse como una materia difícil y compleja. En cierto sentido esto es justificable por un motivo; la química tiene un vocabulario muy especializado. Es por eso que muchas veces estudiar química es como aprender un nuevo idioma. Además, algunos de sus conceptos son abstractos. Sin embargo, también podemos decir de ella que es una ciencia básica, que se mueve entre lo empírico y lo teórico, entre una naturaleza repleta de singularidades y el reino de las leyes generales, entre la asimetría y la armonía”.

Los invitamos a recorrer juntos este camino de enseñanza y aprendizaje que seguramente los llevará al descubrimiento de una ciencia fundamental y desafiante cuyos contenidos lo acompañarán a lo largo de su camino como estudiante y futuros profesionales.

Autores:

Bioq. Ana Maria Liberatti
Lic. (Dra) Micaela Mancini
Lic. Natalia Mosconi
Farm. Gustavo Giuntoli
Lic. (Dra) Paula Almirón
Prof. Agustina Lazzarini
Farm. Josefina Priotti
Ing. Agr. Lucía Amato
Lic. Mariana Ranea
Aux. Alumno Matías Teixido

TEMA 1: “Estructura del átomo”

Casi todas las propiedades de las sustancias se pueden explicar según la teoría atómica moderna. Esta teoría describe al átomo constituido por una parte central llamada núcleo, y una región periférica. Pero antes definiremos un átomo. ¿Qué es un átomo? Es la partícula más pequeña de un elemento que tiene las características de dicha sustancia pura.

El Núcleo:

El **núcleo** de un átomo es pequeño con relación al tamaño total del átomo. El valor medio del tamaño de un átomo es de 1×10^{-10} m, mientras que su núcleo tendría un diámetro de 1×10^{-14} m de diámetro. Estos valores promedio indican que el átomo es diez mil veces más grande que su núcleo. Por lo tanto el átomo se puede imaginar como una esfera prácticamente hueca, donde el núcleo ocupa un volumen muy pequeño comparado con el volumen total del átomo.

Además, podemos señalar que posee carga positiva, es denso y en él se concentra casi toda la masa del átomo. Esto se debe a que las partículas subatómicas que se encuentran en la región periférica (electrones), poseen masa despreciable comparada con la masa de las partículas subatómicas ubicadas en el núcleo (protón y neutrón) (Figura 1).

Todos los átomos están compuestos de tres partículas subatómicas: protón, neutrón y electrón.

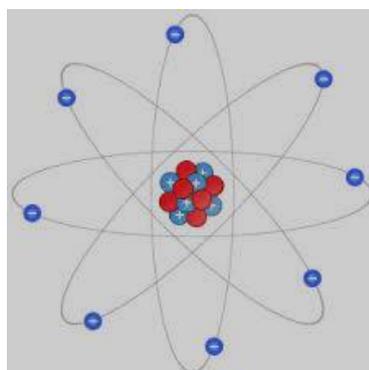


Figura 1: Representación esquemática de un átomo. Círculos azules: electrones (carga negativa), círculos rojos: protones (carga positiva) y círculos celestes: neutrones (carga neutra).

Los protones y neutrones de un átomo están ubicados en el núcleo atómico, por ello suele llamárselos nucleones. En cambio los electrones se ubican en la región periférica.

Los protones y neutrones poseen idéntica masa y ésta es igual a una "u" (unidad de masa atómica). Esta es una unidad de masa, adecuada para medir masas atómicas y equivale a $1,66 \times 10^{-24}$ gramos. Este valor es arbitrario y se define como la doceava parte de la masa de un átomo de carbono 12, por lo que el átomo de C tiene una masa de exactamente 12 u.

El neutrón es una partícula subatómica eléctricamente neutra, mientras que el protón posee carga eléctrica positiva. Utilizando como unidad de carga eléctrica el coulomb (C), la carga del protón es $1,6 \times 10^{-19}$ C, por ese motivo la carga eléctrica positiva se localiza en el núcleo.

Región Periférica:

Es una zona donde se encuentran un único tipo de partícula subatómica; los electrones.

La masa del electrón es tan pequeña que se considera despreciable, haciendo una aproximación, se puede decir que la masa del electrón es 1837 veces menor que 1 u. Posee carga eléctrica negativa igual a $-1,6 \times 10^{-19}$ C y debido a su posición en la periferia la carga eléctrica negativa está en la región periférica. En Tabla I se resumen las características de las partículas subatómicas.

Tabla I: Características de las partículas subatómicas.

Partículas Subatómicas	Ubicación	Masa	Carga
Protón (p⁺)	Núcleo	$1,6725 \cdot 10^{-24}$ g	Positiva
Neutrón (n⁰)	Núcleo	$1,6725 \cdot 10^{-24}$ g	Neutra
Electrón (e⁻)	Periferia	$9,1095 \cdot 10^{-28}$ g	Negativa

Número atómico (Z) y Número másico (A)

Un átomo queda definido por dos constantes fundamentales: el número atómico (Z) y el número másico (A).

Z se define como el número de protones presentes en el núcleo de un átomo. Mientras que, A es igual al número de nucleones (suma de protones y neutrones) del núcleo atómico. De ambas definiciones surge que la diferencia (A - Z) da el número de neutrones que tiene un átomo.

$$A = \text{Número de protones} + \text{número de neutrones}$$

$$Z = \text{Número de protones}$$

$$A - Z = \text{Número de neutrones}$$

Por convención estos parámetros se ubican al lado del símbolo del elemento de la siguiente manera: el número atómico en el ángulo inferior izquierdo y el número másico en el ángulo superior izquierdo (Figura 2).



Figura 2: Ubicación de número atómico (Z) y número másico (A). Siendo X cualquier elemento químico.

Veremos algunos ejemplos:

Consideremos un átomo de Litio con $Z=3$ y $A=7$. ¿Qué información nos da la siguiente representación?:



Según la representación podríamos deducir que;

$Z= 3$, por lo tanto esta elemento tiene 3 protones

$A= 7$, o sea que la suma de sus protones y neutrones da como resultado siete. Como sabemos el valor de los protones ($Z= 3$) deducimos que el valor de neutrones es 4.

Sea un átomo de mercurio con $Z= 80$ y $A= 201$. Se representa:



$Z= 80$, entonces decimos que tiene 80 protones

$A= 201$, por ende si a este valor le restamos el valor de $Z= 80$ nos da que tiene 121 neutrones.

Dados el número atómico y el número másico de un átomo, puede conocerse la estructura del mismo. La diferencia fundamental entre ambos números radica en que Z es el mismo para cada elemento, nunca cambia. Mientras que A no es característico de cada elemento, sino que puede variar debido a que el número de neutrones en los átomos del mismo elemento si pueden variar (ver abajo Isótopos).

Razonando los ejemplos anteriores podemos predecir el número de electrones, debido a que si los átomos son electrónicamente neutros, esto significa que la cantidad de protones coinciden con la cantidad de electrones.

Entonces para el caso del Li podemos predecir que posee 7 protones, 7 electrones y 4 neutrones. Mientras que en el caso del Mercurio posee 80 protones, 80 electrones y 121 neutrones.

Isótopos

En la naturaleza existen tres clases diferentes de átomos de oxígeno. Todos poseen $Z= 8$, pero el número másico vale 16, 17 y 15 respectivamente. En la tabla II se dan las cantidades de partículas subatómicas que componen cada clase de átomos de oxígeno.

Tabla II: Partículas subatómicas de átomos del oxígeno

Z	A	Representación	p^+	e^-	n^0
8	15	${}_{8}^{15}\text{O}$	8	8	7
8	16	${}_{8}^{16}\text{O}$	8	8	8
8	17	${}_{8}^{17}\text{O}$	8	8	9

En este caso los tres átomos tienen el mismo Z, por lo tanto pertenecen al mismo elemento pero difieren en el número de neutrones. Se dice que estos tres átomos son isótopos entre sí. Entonces definimos a los **isótopos**, como átomos que tienen igual número atómico (Z) y distinto número de masa (A).

Los isótopos presentan las mismas propiedades químicas pero difieren en sus propiedades físicas. Así como sucede en el caso del oxígeno, en la naturaleza, cada elemento químico se encuentra como una mezcla de isótopos en diferentes proporciones.

Masa atómica

La **masa atómica** que se le adjudica a cada uno de los elementos resulta ser el promedio de la mezcla de sus isótopos, esto explica por qué los valores de las masas atómicas no son números enteros. Cuando se conoce el número másico de los isótopos de un elemento y la abundancia relativa de los mismos, o sea el porcentaje en que se encuentran cada uno de ellos, es posible calcular la masa atómica promedio de la siguiente manera.

Tomando el ejemplo del Silicio (Si) (Tabla III), que posee tres isótopos que presentan las siguientes características:

Tabla III: Isótopos del Silicio

Isótopo	Abundancia relativa (%)	Masa (u)
²⁸ Si	92,23	27,97693
²⁹ Si	4,67	28,97649
³⁰ Si	3,1	29,97377

Calculamos la Masa atómica como el promedio ponderado de la masa de cada uno de los isótopos. Entonces,

$$\text{Masa atómica}_{\text{Si}} = (0,9223 \times 27,97693 \text{ u} + 0,467 \times 28,97649 \text{ u} + 0,31 \times 29,97377 \text{ u})$$

$$\text{Masa atómica}_{\text{Si}} = 28,085 \text{ u}$$

Iones

Los átomos o grupos de átomos con carga eléctrica se llaman **iones**. Si se suministra suficiente energía a un átomo se pueden separar 1, ó 2, ó 3, electrones retenidos más

débilmente quedando una partícula con tantas cargas positivas como electrones se separaron.

Ejemplo:

El átomo de sodio tiene 11 protones, 11 electrones, y 12 neutrones



Este átomo es capaz de perder un electrón (si se brinda energía suficiente) y en consecuencia, la partícula resultante tendrá 10 electrones, 11 protones, 12 neutrones. Si traducimos esta información a cargas eléctricas, 11 protones representan 11 cargas positivas, 10 electrones son 10 cargas negativas, en consecuencia el ión posee una carga neta positiva (11 positivas - 10 negativas) y en el caso que estamos considerando se representa así;



Los iones positivos se llaman **cationes**. El Na^+ es un catión monoatómico positivo y se denomina catión Sodio.

Análogamente se pueden añadir electrones a un átomo para formar especies iónicas de carga negativa (tantas cargas negativas como electrones se incorporan al átomo).

Los iones de carga negativa se llaman **aniones**.

El átomo de oxígeno posee 8 electrones, 8 protones, y 8 neutrones



Por propiedades que estudiaremos mas adelante (Tema 2: "Tabla periódica de los elementos químicos") este átomo puede ganar dos electrones y transformarse en un anión con dos cargas negativas porque poseerá 10 electrones, 8 protones, y 8 neutrones. Se representa de la siguiente manera y se denomina anión óxido.



Configuración electrónica

Las propiedades químicas de un átomo dependen casi exclusivamente de su estructura electrónica, o sea del número y de la forma de distribución de los electrones alrededor del núcleo.

El conocimiento de la estructura electrónica se obtuvo a partir de que Rutherford, aplicando radiactividad sostuvo que el átomo tiene un núcleo central con carga eléctrica, en cuyo alrededor giran los electrones. Más tarde, Heisenberg, enunció el principio de incertidumbre que llevó al concepto de orbital. La resolución de la ecuación de onda de Schrödinger introdujo los llamados números cuánticos que describen la ubicación y las propiedades de los electrones. En la actualidad, se considera el modelo mecánico cuántico para dar una explicación aceptable de la estructura y de la estabilidad de la materia. Puede hablarse de la probabilidad de encontrar a un determinado electrón en un cierto lugar alrededor del núcleo atómico.

La zona del espacio donde es máxima la probabilidad de encontrar un electrón se denomina **orbital**. Existen diferentes formas de orbitales atómicos:

- orbitales s: esféricos
- orbitales p: bilobulados
- orbitales d: tetralobulados (generalmente)
- orbitales f: forma más exótica, añade un plano nodal al de las formas de los orbitales d.

Los orbitales “p” pueden tener distinta orientación en el espacio, distinguiéndose por la notación p_x , p_y , p_z . Los orbitales “d” y “f” también tienen distintas orientaciones en el espacio como se puede observar en la figura 3.

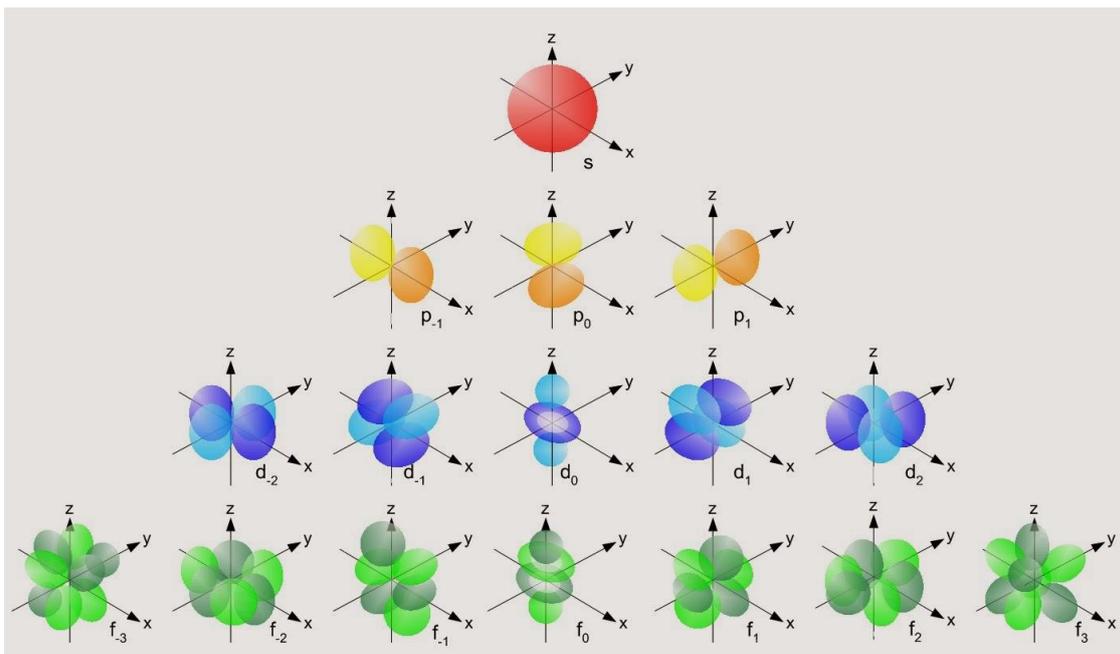


Figura 3: Formas y orientación en el espacio de los orbitales s, p, d y f.

En la figura 4 se ordenan los diferentes orbitales atómicos según su energía relativa creciente:

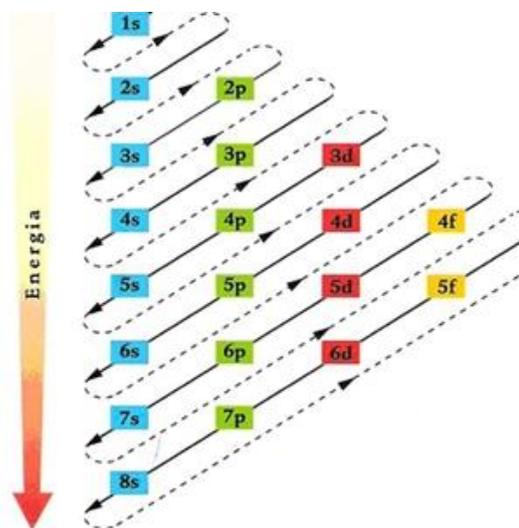


Figura 4: Energía relativa creciente de orbitales atómicos.

La estructura electrónica de un átomo en su estado fundamental cumple con las siguientes reglas y principios:

- **Principio de energía mínima:** cada vez que se agrega un electrón éste ocupa el orbital disponible de menor energía.
- **Principio de exclusión de Pauli:** un orbital no puede ser ocupado por más de dos electrones, y cuando dos electrones ocupan el mismo orbital deben tener espín opuesto. El espín está determinado por el sentido de giro del electrón sobre sí mismo. Cuando dos electrones de espín opuesto ocupan un orbital, se dice que se han apareado.
- **Principio de máxima multiplicidad o regla de Hund:** cuando hay disponibles varios orbitales de la misma energía los electrones ocupan el mayor número de orbitales posibles antes de que ocurra apareamiento de electrones en el mismo orbital.

Vinculados con la estructura electrónica se emplean las denominaciones nivel y subnivel, cuando varios electrones tienen el mismo número cuántico principal se dice que pertenecen al mismo nivel. Por ejemplo, en el átomo de carbono los dos electrones del orbital 2s y los dos electrones de los orbitales 2p están en el segundo nivel, los dos electrones del orbital 1s están en el

primer nivel. Estos niveles se subdividen en subniveles de la siguiente manera:

Primer nivel de energía (n.1.)..... un sólo subnivel (s)

Segundo nivel de energía (n.2.)..... dos subniveles (s y p)

Tercer nivel de energía (n.3.)..... tres subniveles (s, p y d)

Cuarto nivel de energía (n.4.)..... cuatro subniveles (s, p, d y f)

Números Cuánticos

- **Número cuántico principal (n):** Representa al nivel de energía y su valor es un número entero positivo (1, 2, 3, 4, etc.) y determina el tamaño de las órbitas, por tanto, la distancia al núcleo de un electrón vendrá determinada por este número cuántico. Todas las órbitas con el mismo número cuántico principal forman una capa.
- **Número cuántico secundario (l):** Identifica al subnivel de energía del electrón y se le asocia a la forma del orbital. Determina la excentricidad de la órbita, cuanto mayor sea, más excéntrica será, es decir, más aplanada será la elipse que recorre el electrón.
- **Número cuántico magnético (m):** determina la orientación espacial de las órbitas, de las elipses.
- **Número cuántico de espín (s):** Describe el giro del electrón en torno a su propio eje, en un movimiento de rotación. Este giro puede hacerlo sólo en dos direcciones, opuestas entre sí. Por ello, los valores que puede tomar el número cuántico de spin son $-1/2$ y $+1/2$.

Tabla IV: Relación entre los números cuánticos y los orbitales atómicos

n	Orbitales atómicos	Subniveles
1	1s	s
2	2s	s
	2p _x 2p _y 2p _z	p
3	3s	s
	3p _x 3p _y 3p _z	p
	3d _{xy} 3d _{yz} 3d _{xz} 3d _{x²-y²} 3d _{z²}	d
4		s,p,d,f
....

Tabla V: Cantidad de electrones por nivel de energía

n	Orbitales atómicos	Cantidad máxima de e ⁻ por subnivel	Cantidad máxima de e ⁻ por nivel (2n ²)
1	1s	2	2 x 1 ² = 2
2	2s	2	2 x 2 ² = 8
	2p _x 2p _y 2p _z	6	
3	3s	2	2 x 3 ² = 18
	3p _x 3p _y 3p _z	6	
	3d _{xy} 3d _{yz} 3d _{xz} 3d _{x²-y²} 3d _{z²}	10	
....

Ejercitación Tema 1: “Estructura del átomo”

1. a) Completar el siguiente cuadro:

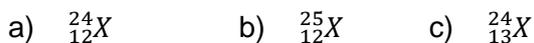
Elemento	23 Na 11	39 K 19	24 Mg 12	137 Ba 56	127 I 53	16 O 8
Z						
A						
p ⁺						
e ⁻						
N ^o						
Iones	23 Na ⁺ 11	39 K ⁺ 19	24 Mg ²⁺ 12	137 Ba ²⁺ 56	127 I ⁻ 53	16 O ²⁻ 8
Z						
A						
p ⁺						
e ⁻						
N ^o						

b) Nombrar los 6 iones.

2. Llenar los espacios en blanco de la siguiente tabla:

Elemento	Z	p ⁺	e ⁻	n ^o	A
Calcio	20				40
Oxígeno		8			16
Fósforo	15			16	
Silicio			14	14	

3. ¿Cuáles de los siguientes átomos son isótopos?



4. Dado un átomo con $Z=4$ y $A=9$ escribir el Z y el A de otro átomo isótopo del anterior.

5. Un átomo tiene 10 electrones y 10 neutrones. Escribir su número atómico, su número másico y proponer un isótopo para el mismo.

6. Complete el siguiente cuadro

Especie	e^-	p^+	n^0
${}_{21}^{45}\text{Sc}^{3+}$
.....	18	16	16
${}_{81}^{206}\text{Tl}^+$
.....	28	30	34

7. a) Escribir la estructura electrónica de los siguientes átomos:

Elemento	Z	A	Configuración electrónica
Na	11	23	
Al	13	27	
O	8	16	
He	2	4	
Cl	17	35	

b) Para los primeros tres átomos del ejercicio anterior, indicar:

I) ¿Cuál o cuáles son los electrones de menor energía?

II) ¿Cuál o cuáles son los electrones de mayor energía?

III) ¿Cuál o cuáles electrones están desapareados?

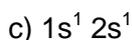
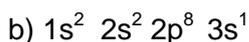
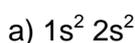
8. Escribir la estructura electrónica de los elementos de número atómico 6 y 7. Explicar en cuál de los tres orbitales p tendrá mayor probabilidad de entrar el electrón de mayor energía.

9. Dar un ejemplo de la estructura electrónica de un átomo de azufre en un dado estado de excitación.

10. Completar el siguiente cuadro:

Elemento	Z	A	p ⁺	n ^o	e ⁻	Configuración electrónica
O ²⁻	8	16				
Na ⁺	11	23				
Al ³⁺	13	27				
S ²⁻	16	32				
Cl ⁻	17	35				
Mg ²⁺	12	24				

11. Indicar cuáles de las siguientes configuraciones, son de átomos en estado fundamental, de átomo en estado excitado y cuál es imposible. Justifique su respuesta.



12. Especifique el símbolo del elemento que forma un ión positivo de configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6$, y nombre dicho ión.

13. El I-123 es un isótopo radiactivo que se utiliza como herramienta de diagnóstico por imágenes. ¿Cuántos neutrones posee éste isótopo?

14. El silicio representa el 25% de la masa de la corteza terrestre, tiene 3 isótopos naturales, ^{28}Si , ^{29}Si y ^{30}Si cuyas masa isotópica y abundancia relativa son, respectivamente, las siguientes:



^{29}Si ; 28,976495; 4,67%;

^{30}Si ; 29,973770; 3,10%.

A partir de estos datos calcular la masa atómica del silicio.

15. Marque la opción correcta:

- a) Se dice que dos átomos son isótopos cuando,
 - I) poseen igual número de protones y de electrones.
 - II) poseen igual número de protones, pero difieren en el número de electrones.
 - III) poseen igual número de protones, pero difieren en el número de neutrones.
 - IV) poseen igual número de protones y neutrones.
 - V) Ninguna de las anteriores es correcta.
- b) La estructura del átomo de sodio ($Z=11$; $A=23$) es la siguiente:
 - I) El núcleo está formado por 13 protones y 14 neutrones; la nube electrónica presenta 13 electrones.
 - II) El núcleo está formado por 11 protones y 12 neutrones; la nube electrónica presenta 11 electrones.
 - III) El núcleo está formado por 11 protones y 14 neutrones; la nube electrónica presenta 11 electrones.
 - IV) Ninguna de las anteriores es correcta.
 - V) Todas las anteriores son correctas.
- c) Un elemento con número atómico 78 y número másico 197 tiene:
 - I) 78 protones, 117 neutrones, 78 electrones.
 - II) 77 protones, 119 neutrones, 78 electrones.
 - III) 78 protones, 117 neutrones, 197 electrones.
 - IV) 117 protones, 117 neutrones, 78 electrones.
 - V) Ningunas de las anteriores es correcta.

16. El átomo de magnesio, Mg, se convierte en ión magnesio perdiendo dos electrones. Por lo tanto, si la masa atómica del Mg es 24, el del ión magnesio será 22, ¿Es correcta ésta afirmación? Justifique su respuesta.

17. Completar el siguiente cuadro:

p^+	Z	n°	A	e^-	Isótopo
15					^{31}P
10	10		20		
			27	13	
	14	13			
		11			^{21}Ne
			35		
17			37		
	15				

18. Completar el siguiente cuadro:

A	Z	Configuración electrónica	Grupo	Período	Elemento
	24				
					P
	17				
			13	3	
40	20				
					Si

19. a) Explicar qué entiende por orbital y por número cuántico principal.

b) Enunciar los principios de energía mínima, de exclusión de Pauli y de máxima multiplicidad o regla de Hund.

TEMA 2: “Tabla periódica de los elementos químicos”

La tabla periódica moderna, indica el número atómico junto al símbolo del elemento químico. Como vimos en el tema anterior, el número atómico también señala el número de electrones en los átomos de un elemento. La configuración electrónica de los elementos ayuda a explicar la repetición de las propiedades físicas y químicas.

La importancia y la utilidad de la tabla periódica radican en el hecho de que mediante el conocimiento de las propiedades y las tendencias generales dentro de un grupo o periodo, se predicen, con bastante exactitud las propiedades de cualquier elemento, aún cuando se trate de elementos pocos conocidos.

Como podemos observar en la figura 5, los elementos están ordenados por su número atómico creciente. A cada elemento químico le corresponde un casillero donde figura su símbolo y otros datos, tales como el número atómico, la masa atómica, la configuración electrónica, etc. Las filas horizontales se denominan **períodos** y las columnas verticales reciben el nombre de **grupos**.

Grupo >	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Periodo ↓																		
1	1 H																	2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba	71 Lu	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra	103 Lr	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Ts	118 Og
			57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb		
			89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No		

Figura 5: Tabla periódica de los elementos.

Los elementos suelen clasificarse en cuatro grupos (6):

- **Elementos representativos:** tienen incompletos los subniveles s ó p del máximo número cuántico principal. Son los elementos presentes en los grupos 1 y 2 (bloque s) y en los grupos 13 a 17 (bloque p).

- **Gases Nobles o Inertes:** son los elementos del grupo 18. Tienen completos los subniveles s y p del último nivel de energía; es decir, su octeto electrónico externo está completo, excepto el helio (He) ya que tiene sólo 2 electrones ($1s^2$). Los átomos de los gases nobles son químicamente inertes, esto significa que no se combinan fácilmente con otros átomos.
- **Elementos de transición:** tienen incompleto el subnivel d, por esto es que forman fácilmente cationes cuando ceden los electrones del subnivel d incompleto. Son los elementos de los grupos 3 al 12.
- **Elementos de transición interna:** este grupo está conformado por los llamados “Lactánidos” y “Actínidos”. Presentan el subnivel f incompleto.

El diagrama muestra la Tabla Periódica con las siguientes clasificaciones:

- Elementos representativos:** Señalados con una línea azul, cubren los grupos 1, 2 y los grupos 13-18.
- Elementos de transición:** Señalados con una línea roja, cubren los grupos 3-10.
- Elementos de transición interna:** Señalados con una línea verde, cubren los grupos 3-12 de los periodos 7 y 8.
- Bloque s (subnivel s):** Señalado con una línea azul, cubre los grupos 1 y 2.
- Bloque d (subnivel d):** Señalado con una línea roja, cubre los grupos 3-10.
- Bloque p (subnivel p):** Señalado con una línea azul, cubre los grupos 13-18.
- Bloque f (subnivel f):** Señalado con una línea verde, cubre los grupos 3-12 de los periodos 7 y 8.
- Gases Nobles:** Señalados con una línea verde, cubren el grupo 18.

Grupo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H																	He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4			Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5			Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba											Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra											Pt	Pb	Bi	Po	At	Rn
			La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tm	Yb						
			Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No		

Figura 6: Clasificación de los elementos de la Tabla Periódica.

PROPIEDADES PERIÓDICAS

La **primera energía de ionización** de un elemento es la cantidad de energía (en KJ/mol) necesaria para arrancar al electrón más débilmente unido al núcleo. El estado gaseoso del elemento y su estado energético fundamental son las condiciones necesarias para poder arrancar este electrón. Se especifica el estado gaseoso de un átomo debido a que no hay influencia de los átomos vecinos y no existen fuerzas intermoleculares (es decir, fuerza entre moléculas).

Los no metales se caracterizan por su alta electronegatividad. El flúor (F) es el elemento más electronegativo, en orden decreciente de esta propiedad le sigue el oxígeno (O) y luego el cloro (Cl). Los metales son muy poco electronegativos porque sus átomos tienden a perder electrones.

En un período de la tabla periódica la electronegatividad crece al aumentar el número atómico, mientras que en un grupo crece al disminuir el número atómico, tal como se observa en la siguiente tabla periódica (Figura 8).

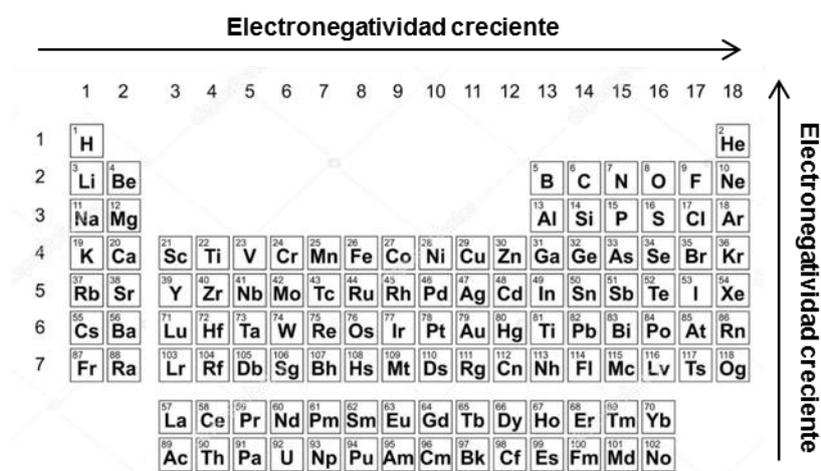


Figura 8: Esquema de cómo varía la Electronegatividad en la Tabla Periódica.

La electronegatividad se relaciona con la energía de ionización. Por ejemplo el átomo de fluor tiene una energía de ionización alta (no pierde electrones fácilmente) por lo tanto tiene una alta electronegatividad. En cambio, el sodio que tiene baja energía de ionización tiene baja electronegatividad-

El **radio atómico** se define como la distancia que existe entre el núcleo y el orbital más externo de un átomo. Por medio del radio atómico, es posible determinar el tamaño del átomo. A los efectos prácticos, se puede decir que es la mitad de la distancia mínima entre los núcleos de dos átomos vecinos del mismo elemento. En la figura 9 se supone que los átomos son esféricos.

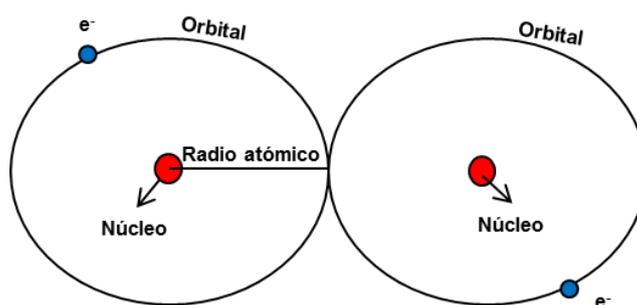


Figura 9: Esquema representativo de dos átomos de un mismo elemento donde se señala el radio atómico.

En un período de la tabla periódica el radio atómico crece al disminuir el número atómico, mientras que en un grupo crece al aumentar el número atómico. Es decir, varía en forma inversa a como lo hace la energía de ionización y la electronegatividad (Figura 10).

Cuando un átomo pasa de neutro a ión, se produce un cambio en el tamaño. Si forma un anión, su tamaño (radio) aumenta, debido a que la carga nuclear permanece constante, pero el ingreso de otro electrón (que produce mayor repulsión) incrementa el dominio de la nube electrónica.

La pérdida de uno o más electrones de un átomo reduce la repulsión de los electrones, la nube electrónica se contrae y el tamaño del catión resulta más pequeño que el átomo neutro.

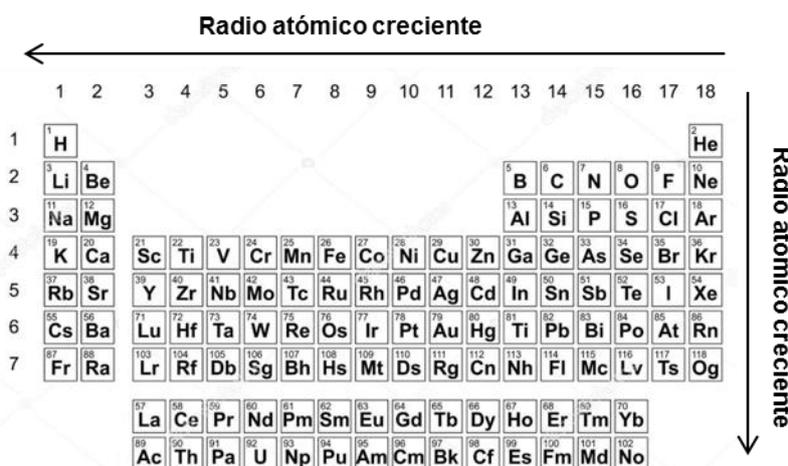


Figura 10: Esquema de cómo varía el radio atómico en la Tabla Periódica.

Ejercitación Tema 2: “Tabla periódica de los elementos químicos”

1. Describir que características tienen en común en cuanto a su estructura, los elementos de la tabla periódica que pertenecen:

- a) A un mismo grupo
- b) A un mismo período
- c) A los gases nobles
- d) A los elementos representativos
- e) A los elementos de transición
- f) A los lantánidos y actínidos

2. a) Completar la siguiente tabla:

Configuración electrónica	Período	Grupo	Elemento
$1s^2 2s^2 2p_x^1$			
$1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$			
$1s^2 2s^1$			
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$			
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^1$			

b) ¿Cuáles de las estructuras electrónicas anteriores pueden conducir a un comportamiento químico similar? ¿Por qué?

3. Indicar el elemento que posee mayor radio atómico de los siguientes pares:

- a) Cl y Br b) He y Ar c) Li y K d) Rb y Sr e) C y S

4. a) ¿Qué se entiende por energía de ionización y por electronegatividad?

b) Comparar la primera y la segunda energía de ionización del calcio.

c) ¿En qué parte de la Tabla Periódica se encuentran los elementos de mayor electronegatividad? ¿Y los de menor energía de ionización? ¿Cuáles son los tres elementos de mayor electronegatividad? ¿Y el elemento de menor energía de ionización?

5. Entre los siguientes conjuntos de elementos, indicar cuál de ellos presentará menor tamaño.

a) Cl, Cl⁻

b) Na, Na⁺

c) Na, Al, P, Cl

d) Mg, Mg²⁺

e) Ba, Sr, Mg

f) S, S²⁻

6. a) Identificar los elementos de números atómicos 12 y 17, indicar a qué grupo y período pertenece cada uno, cuál tiene mayor energía de ionización y cual tiene mayor electronegatividad

b) Repetir para los elementos de números atómicos 3 y 11.

7. Considerar dos átomos de hidrógeno. El electrón del primero está en el primer nivel y el electrón del segundo átomo en el tercer nivel de energía.

a) Escribir la estructura electrónica de ambos.

b) ¿Cuál de ellos tiene la estructura electrónica del estado fundamental y cuál está en estado excitado?

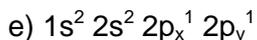
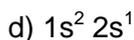
c) Justificar cuál de estos átomos tiene la mayor energía de ionización.

8. ¿Cuál de las siguientes configuraciones electrónicas describe un elemento en estado fundamental, excitado o imposible?

a) $1s^2 2s^1 3s^1$

b) $1s^2 2s^2 2p^7$

c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^4$



9. Los elementos flúor, neón y sodio están en sucesión en la Tabla Periódica. El primero es un activo no metal, el segundo es un gas noble y el tercero es un activo metal. Explicar esas características considerando sus configuraciones electrónicas.

10. Dados los siguientes elementos: Na, Al, S

a) ¿Cuál de ellos presenta menor energía de ionización?

b) ¿Cuál de ellos es más electronegativo?

11. Ordenar los siguientes elementos en orden creciente de electronegatividad:

a) Ba, Be, Ca, Sr

b) Cl, Al, Si

c) Li, Fr, K, Na

d) Be, F, O, N, Li

12. Escribir la estructura electrónica del átomo de número atómico 17 y número másico 35 indicando el número de protones y neutrones del núcleo y la configuración electrónica de la región periférica. ¿Tiene ese elemento a dar iones negativos (aniones)? Escribir las estructuras electrónicas del átomo y de su anión.

13. Justificar si cada uno de los siguientes enunciados es verdadero o falso:

a) En un anión el número de electrones es igual al de protones.

b) Todos los átomos de los elementos de un mismo período de la Tabla Periódica tienen la misma estructura electrónica externa.

c) Todos los átomos de los elementos representativos de un mismo grupo de la Tabla Periódica tienen la misma estructura electrónica externa.

d) Todos los átomos de un elemento determinado tienen la misma masa.

e) Los cationes son de menor tamaño que los átomos de los cuales provienen.

14. Analice cada una de las siguientes afirmaciones e indique si son Verdaderas (V) o Falsas (F). Justifique su respuesta.

- a) El ión Fe^{2+} tiene la misma cantidad de protones que un gas noble.
- b) El ión Fe^{3+} tiene la misma cantidad de protones que un gas noble.
- c) El ión calcio tiene la misma cantidad de electrones que un gas noble.
- d) La representación ${}^{16}_8\text{O}$ indica un átomo de Oxígeno.
- e) La notación O^{2-} indica una especie compuesta por: 8 p^+ , 8 e^- y 8 n^0 .

TEMA 3: “Enlaces químicos”

La mayoría de los elementos de la tabla periódica se combinan para formar compuestos. Los compuestos resultan de la interacción entre dos o más elementos, a la que llamamos enlaces químicos. Dichas interacciones ocurren entre los electrones de la capa más externa (**electrones de valencia**). Es por eso que decimos que los electrones de valencia, son los responsables del comportamiento químico de los elementos. Estos enlaces constituyen las fuerzas que mantiene unidos a los átomos o iones para formar las moléculas. Definimos una **molécula** como una agrupación definida y ordenada de átomos que constituye la porción más pequeña de una sustancia pura y conserva todas sus propiedades.

Los tipos de enlaces químicos son responsables de las propiedades físicas y químicas de los compuestos. Existen distintos tipos de enlaces: iónico, covalente y metálico.

Enlace iónico

El enlace iónico es característico de la unión entre metales y no metales cuya diferencia de electronegatividad supera el valor de 1,7. De esta manera, se pueden transferir uno o más electrones de un átomo a otro. En los enlaces iónicos, los electrones de valencia de un metal se transfieren a un no metal (Figura 11).

El átomo que recibe electrones se transforma en un anión, y el que pierde electrones en un catión (reparar concepto de iones en Tema 1). Estos iones con carga opuesta se atraen eléctricamente estableciendo un enlace iónico (atracción electrostática).

Veamos un ejemplo: el sodio metálico reacciona con cloro, que es un no metal para formar cloruro de sodio. El átomo de sodio, al perder un electrón, queda con 10 electrones, como aún hay 11 protones en su núcleo, el átomo ya no es neutro, sino que se convirtió en el ión sodio (Na^+). El átomo de sodio pierde su único electrón de valencia, se observa entonces que cumple con la regla del octeto. La **regla del octeto** establece que todo átomo (excepto el hidrógeno) tiende a formar enlace hasta que se rodea de 8 electrones de valencia, adquiriendo la configuración electrónica del gas noble más cercano. En el caso anterior el Na^+ adquiere la configuración electrónica del gas noble Neón. Los átomos de cloro tienen siete electrones de valencia por lo que tienden a ganar un electrón para formar iones cloruros, de carga negativa (Cl^-), completando su octeto y adquiriendo la configuración del gas noble Argón.

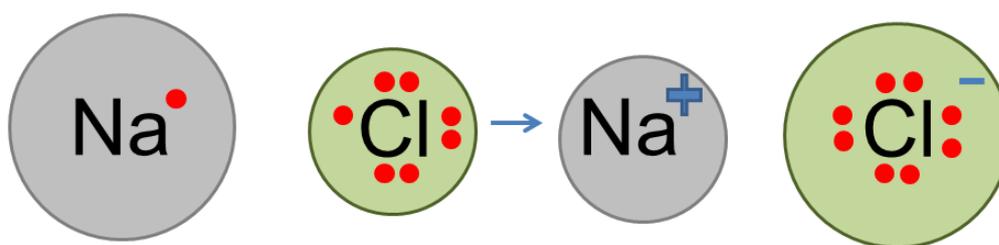


Figura 11: Esquema representativo de la transferencia de electrones entre el Na metálico y el Cl.

Este movimiento de electrones da lugar a cambios de estados de oxidación en los elementos, esto significa que cuando un átomo de Cl toma electrones se transforma en anión. Por su parte, en el caso del átomo de Na pierde electrones, transformándose en catión Na^+ .

Los metales del grupo 1 (metales alcalinos) siempre forman cationes monopositivos (número de oxidación 1+). Los metales del grupo 2 (metales alcalinotérreos) forman cationes dipositivos (número de oxidación 2+). Otros metales y particularmente los metales de transición, grupos 3 al 12, pueden ceder un número variable de electrones y presentar, entonces, un número de oxidación variable.

Propiedades físicas de los compuestos con enlace iónico

Estos compuestos son sólidos a temperatura ambiente y tienen altos puntos de fusión y de ebullición. Ello se debe a que cada ión en una red cristalina está rodeado por muchos otros muy cercanos y de carga opuesta, por lo que cada uno se mantiene fijo en su posición correspondiente. A temperatura ambiente cada ión puede vibrar alrededor de esa posición de equilibrio, pero se le debe suministrar mucha energía antes de que se pueda mover lo suficientemente lejos y rápido para escapar de la atracción de sus vecinos. Los puntos de fusión generalmente superan los 600 °C, por ejemplo 801 °C para NaCl, 1360 °C para CaF_2 , 1040 °C para AlF_3 .

Los compuestos iónicos fundidos o disueltos en agua son buenos conductores de la electricidad. En ambos casos el movimiento de iones, partículas con carga eléctrica, constituye una corriente eléctrica, tal como ocurre con el movimiento de los electrones a través de un alambre metálico.

Los cristales de las sustancias iónicas son transparentes, duros, frágiles y tienen formas características (Figura 12).

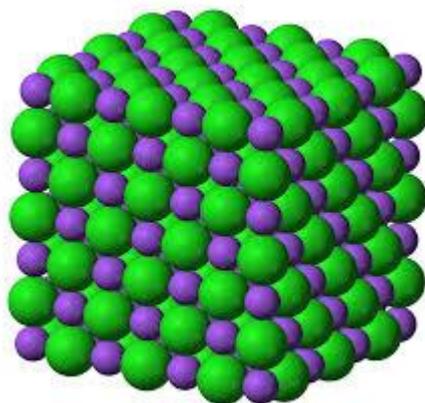


Figura 12: Cristal de ClNa.

Enlace covalente

Se da entre dos o más átomos de un mismo o de diferentes no metales. En cualquiera de estas situaciones los átomos tienden a atraer electrones y como lo hacen con fuerza similar (electronegatividad similar) comparten pares de electrones en la región comprendida entre sus núcleos. Estos pares compartidos atraen ambos núcleos y los mantienen unidos por medio de un enlace covalente.

Por ejemplo:



En los ejemplos anteriores puede observarse que la mayoría de los átomos completan su octeto electrónico mediante la formación de enlaces covalentes simples, dobles o triples; o sea compartiendo uno, dos o tres pares de electrones, respectivamente. El hidrógeno es una excepción ya que se estabiliza mediante un dueto electrónico, adquiriendo así la misma estructura electrónica que el gas noble más próximo en la Tabla Periódica, He (Helio).

Con respecto a los enlaces múltiples dobles y triples, es conveniente tener presente que son poco frecuentes; para la mayoría de los elementos por lo menos uno de los átomos participantes en un enlace múltiple es casi siempre carbono, nitrógeno u oxígeno y en la mayoría de los casos los dos átomos del enlace múltiple pertenecen a ese trío.

También algunos elementos presentan sus átomos enlazados covalentemente formando macromoléculas. Un ejemplo es el carbono cuando se presenta como diamante y como grafito. El diamante funde a 3.550 °C, es muy duro y frágil y un aislante eléctrico. Las diferentes capas del grafito están débilmente unidas por lo que

pueden deslizar unas sobre otras por lo que es untuoso al tacto y deja marca sobre el papel, funde a unos 3.800 °C y es un buen conductor eléctrico.

Se acostumbra denominar enlace **covalente coordinado o enlace dativo** a aquel en el cual dos átomos comparten un par de electrones que proviene de uno solo de ellos. En la realidad no hay manera de distinguir un enlace covalente coordinado de cualquier otro enlace covalente. La distinción se hace solamente cuando se tratan de ajustar los pares electrónicos alrededor de cada átomo.

Las posiciones de los núcleos atómicos que constituyen una molécula determinan la forma molecular o geometría molecular. Las formas moleculares son importantes en la determinación de propiedades macroscópicas tales como puntos de fusión y de ebullición y en la predicción de las formas de reaccionar de una molécula con otra.

Enlace metálico

Se establece entre átomos de metales, es decir, de elementos de baja electronegatividad. Los electrones externos son poco atraídos por los núcleos atómicos por lo cual permanecen relativamente libres entre la red de cationes metálicos. Entonces, los electrones que participan en la unión no pertenecen a ningún átomo en particular sino a toda la estructura cristalina que es muy compacta.

Ese tipo de estructura explica las propiedades características de los metales. Su elevada conductividad eléctrica, se debe a que los electrones pueden moverse fácilmente a través del metal.

Su elevada conductividad térmica, es debido a que en las zonas donde la temperatura es alta los electrones poseen elevada energía cinética (energía asociada al movimiento).

Al moverse a través del metal transportan esa energía a las zonas inicialmente más frías aumentando allí la temperatura.

Su elevada maleabilidad y ductilidad, permite que la unión metálica no ofrezca gran resistencia a la acción de la presión y ello hace posible que un plano de átomos resbale sobre otro, y el metal forme finas láminas o hilos. (Figura 13)

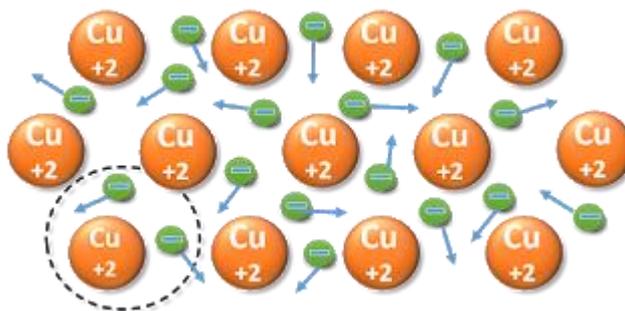


Figura 13: Enlace metálico.

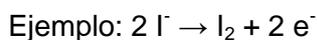
Reacciones de óxido – reducción

Las reacciones de óxido – reducción ocurren en forma simultánea, no puede existir oxidación sin reducción ya que los electrones que pierde la especie que se oxida los gana la especie que se reduce.

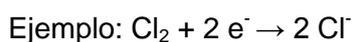
La **oxidación** es un cambio químico que implica un aumento en el número de oxidación de un átomo o grupo de átomos que se debe a una pérdida de electrones. La especie que se oxida provoca la reducción de otra especie, por lo tanto es **agente reductor**.

La **reducción** es un cambio químico que implica una disminución en el número de oxidación de un átomo o grupo de átomos que se debe a una ganancia de electrones. La especie que se reduce provoca la oxidación de otra, por lo tanto es **agente oxidante**.

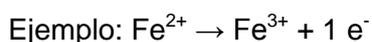
Número de oxidación: es el número de electrones que ponen en juego (gana, pierde o comparte) un átomo o grupo de átomos al enlazarse con otro.



En este caso el yodo pasa de número de oxidación 1- a número de oxidación 0, con pérdida de 1 electrón, por lo tanto se oxida, hay un aumento en el número de oxidación.



En este caso el cloro pasa de número de oxidación 0 a número de oxidación 1- con ganancia de 1 electrón, por lo tanto se reduce, hay una disminución en número de oxidación.



En este caso el hierro se oxida ya que pasa de número de oxidación 2+ a número de oxidación 3+ con pérdida de un electrón.

Ejercitación Tema 3: “Enlaces químicos - reacciones de óxido – reducción”

1. a) Explicar qué entiende por enlace iónico.
 - b) ¿Cuántos electrones debe perder el átomo de calcio para cumplir la regla del octeto?
 - c) ¿En qué se transforma el átomo de calcio al perder los dos electrones del último nivel ocupado?
 - d) Indicar cuáles son los números de oxidación del calcio antes y después de la pérdida de los dos electrones.
 - e) La tendencia del calcio a perder sus dos electrones periféricos indica:
 - I) ¿comportamiento metálico o no metálico?
 - II) ¿qué se oxida o que se reduce?
 - f) ¿Cuántos átomos de flúor harán falta para aceptar los electrones cedidos por un átomo de calcio?
 - g) ¿En qué se transforman los átomos de flúor al aceptar electrones?
 - h) ¿Cómo varía el número de oxidación del flúor en esa transformación?
 - i) La tendencia del flúor a tomar electrones indica:
 - I) ¿carácter metálico o no metálico?
 - II) ¿capacidad para oxidarse o reducirse?
 - j) Describir qué tipo de enlace existe entre los iones que constituyen el fluoruro de calcio.
2. Indicar un par de elementos que formen un compuesto iónico. Explicar cuál asume comportamiento metálico, cuál no metálico, cuál se oxida y cuál se reduce, cuál se transforma en catión y cuál en anión.

3. Para los siguientes compuestos:

KBr

MgCl₂

SrI₂

Na₂S

CaO

a) Explicar qué elemento se ha oxidado y cuál se ha reducido al formarse cada uno de ellos a partir de los metales y no metales correspondientes.

b) Indicar el número de oxidación de los diferentes elementos en cada compuesto.

4. Explicar qué se entiende por enlace covalente.

5. Indicar el número de electrones ganados o cedidos por los siguientes átomos y nombrar el proceso (oxidación o reducción):

a) Zn⁰ → Zn²⁺

b) Mn⁷⁺ → Mn²⁺

c) S²⁻ → S⁰

d) Cl⁻ → Cl₂O

e) Al⁰ → Al³⁺

f) Cr⁶⁺ → Cr³⁺

6. Reacción química no balanceada:



Responda:

a) ¿Cuál es la sustancia que se oxida?

b) ¿Cuál fue la variación en su número de oxidación?

c) ¿Ganó o perdió electrones? ¿Cuántos?

d) ¿Cuál es la sustancia que se reduce?

e) ¿Cuál fue la variación en su número de oxidación?

f) ¿Ganó o perdió electrones? ¿Cuántos?

7. a) Balancea la siguiente reacción:



- b) Anota los números de oxidación de cada uno de los átomos presentes en la ecuación.
- c) Identifica al átomo que se reduce y al que se oxida.
- d) Indica los electrones que gana la especie que se reduce y los electrones que pierde la especie que se oxida.
8. Dadas las siguientes ecuaciones químicas, identificar los átomos que se reducen, los que se oxidan y balancear la reacción. Indicar cuál es la especie oxidante y cual la especie reductora, indicando las variaciones en el número de oxidación.

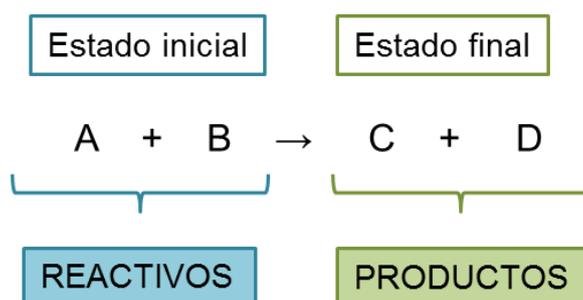


TEMA 4: “Ecuaciones químicas”

Una ecuación química es la representación simbólica de una reacción química o fenómeno químico. Las reacciones químicas ocurren en todos lados. El combustible en nuestros automoviles se quema con oxígeno para proporcionar energía que mueve al auto. Cuando cocinamos nuestros alimentos o aclaramos nuestro cabello tienen lugar reacciones químicas. En las hojas de los árboles y las plantas, el dióxido de carbono y el agua se convierten en carbohidratos.

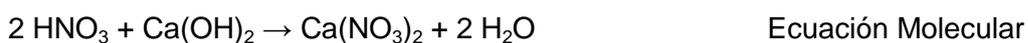
En las reacciones químicas se pueden distinguir dos estados:

- Un estado inicial, constituido por las sustancias que intervienen en la reacción, denominadas reactivos.
- Un estado final, representado por las sustancias que se producen en la reacción, llamadas productos.



En toda reacción química el número total de átomos de cada elemento presente en el primer miembro debe ser igual al número total de átomos en el segundo miembro.

Veamos un ejemplo, los ácidos reaccionan con los hidróxidos formando agua y una sal. Estas reacciones son un caso de las denominadas reacciones de neutralización. Si las sustancias reaccionantes son ácido nítrico e hidróxido de calcio se forma nitrato de calcio y agua, y la reacción se representa mediante la ecuación química:



En ciertas ocasiones se agregan determinados símbolos para indicar otras características de la reacción o de las sustancias que intervienen en ella, tales como:

- Estado de agregación de las sustancias: gas (g), líquido (l) y sólido (s).
- Formas de energía que intervienen en la reacción: calor (Δ), luz (hv).

- La formación de un precipitado (\downarrow)
- El desprendimiento de un gas (\uparrow)

Electrones de valencia o valencia: son los electrones que se encuentran en el último nivel de energía del átomo. Responsables de la interacción entre los átomos iguales o diferentes.

El número de oxidación o estado de oxidación es el número de electrones que un átomo involucra en la unión química. Es la valencia pero con signo. Para calcularlo se debe tener en cuenta las siguientes reglas:

El número de oxidación de los átomos de los elementos en estado libre (es decir, no combinados) es cero. Los elementos pueden ser gases diatómicos, metales o moléculas poliatómicas. Ej.: H_2 , Fe, P_4 .

Para los iones monoatómicos, el número de oxidación es igual a la carga del ion. Los metales alcalinos siempre tienen número de oxidación 1+, los alcalinos térreos 2+, y el aluminio 3+.

El número de oxidación más común del hidrógeno cuando se encuentra combinado es 1+. Excepto cuando forma hidruros metálicos donde el número de oxidación del H es 1-.

El número de oxidación más común para el oxígeno es 2-. Las excepciones son los peróxidos (como el peróxido de hidrógeno o agua oxigenada) cuyo número de oxidación es 1-.

Los números de oxidación de los restantes elementos en una molécula poliatómica, se calculan considerando que la suma algebraica de los números de oxidación, multiplicados por los respectivos coeficientes de cada átomo en todo el compuesto molecular es igual a cero.

Ejemplo: H_2SO_4

La valencia con la que actúa el azufre resulta:

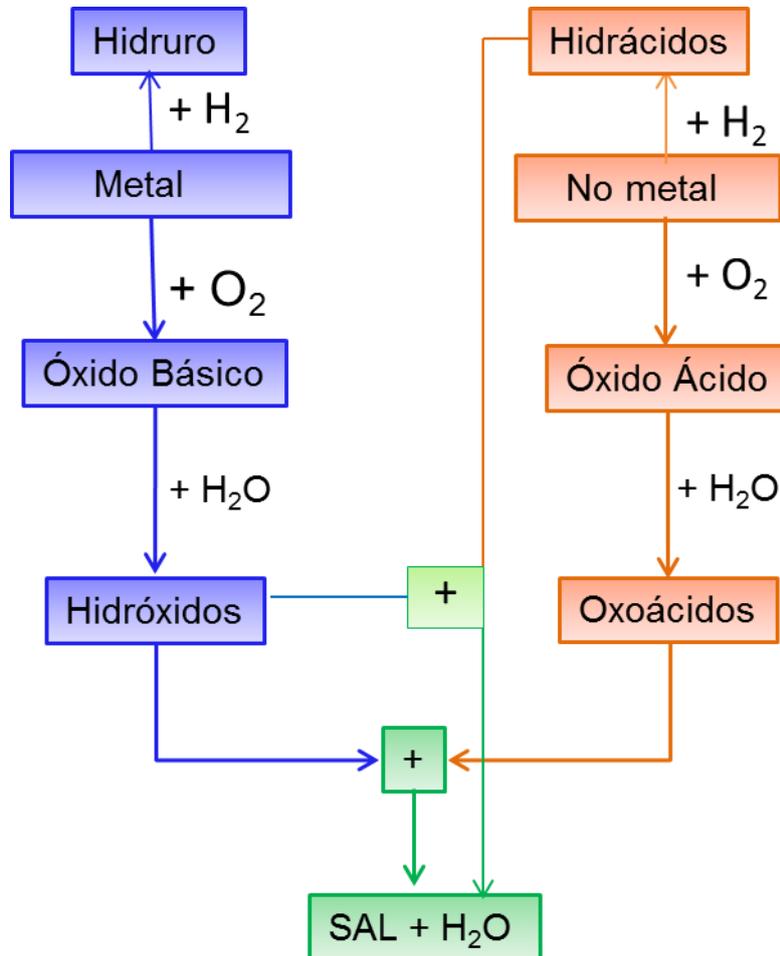
Átomo de H (1+) + Átomo de S (X) + Átomo de O (2-) = 0

Reemplazando: $2(1+) + (X) + 4(2-) = 0$

$$2 + X - 8 = 0$$

$$X = 8 - 2 \Rightarrow X = 6+$$

Compuestos químicos inorgánicos



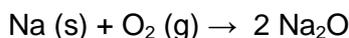
Óxidos

ÓXIDOS BÁSICOS: se forman por la combinación del oxígeno con un elemento metálico. Su fórmula general es:

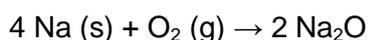


Donde 2 es el número de oxidación del oxígeno y n es el número de oxidación del metal. Para el oxígeno en este tipo de compuestos el estado de oxidación es siempre 2-, mientras que para el otro elemento con el cual se combina, el estado de oxidación es positivo.

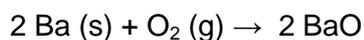
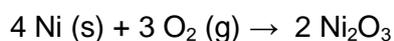
Reacción de obtención: empiezo por balancear el oxígeno. Multiplico el óxido por 2 y queda igualado el oxígeno:



Luego observo los átomos de metal que aparecen en el producto y simplemente coloco delante del metal el coeficiente estequiométrico que me permite balancear la reacción:



Otros ejemplos de reacción balanceadas:



La sumatoria de los números de oxidación de los átomos que forman el compuesto siempre debe ser cero, ya que la molécula es eléctricamente neutra.

Ejemplo: Ni_2O_3

$$2 (\text{N}^\circ \text{ de oxidación de Ni}) + 3 (\text{N}^\circ \text{ de oxidación de O}) = 0$$

$$2 (3+) + 3 (2-) = 0$$

$$6 - 6 = 0$$

Nomenclatura

Existen distintas formas de nombrar los compuestos químicos:

Nomenclatura por numerales de Stock (I.U.P.A.C.)¹: primero se indica el tipo de compuesto seguido del elemento principal, con su valencia entre paréntesis y en número romano. En caso de tener un solo número de oxidación no es necesario poner la valencia en número romano.

Ejemplos:

Na_2O Óxido de sodio

Ni_2O_3 Óxido de níquel (III)

¹ Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (del inglés International Union of Pure and Applied Chemistry)

BaO Óxido de bario

SnO₂ Óxido de estaño (IV)

Nomenclatura tradicional: se indica primero el tipo de compuesto químico, y luego el elemento principal, usando diferentes terminaciones para hacer referencia al número de oxidación del elemento principal. Cuando el elemento posee un único número de oxidación, se nombra “óxido de”; cuando tiene dos números de oxidación, se usa la terminación “oso” para la menor, “ico” para la mayor.

Ejemplos:

Ni₂O₂ Óxido níqueloso

Ni₂O₃ Óxido níquelico

SnO Óxido estagnoso

SnO₂ Óxido estánnico

FeO Óxido ferroso

Fe₂O₃ Óxido férrico

PbO Óxido plumboso

PbO₂ Óxido plúmbico

ÓXIDO ÁCIDOS: se forman por la combinación del oxígeno con un elemento no metálico. Su fórmula general es:



Donde 2 es el número de oxidación del oxígeno y n es el número de oxidación del no metal. Reacción de obtención: para obtener la ecuación de formación del óxido se procede de la misma manera que en los óxidos básicos.

Nomenclatura

Nomenclatura por numeral de Stock (I.U.P.A.C.): es igual a la de los óxidos básicos.

Veamos algunos ejemplos:

SO₃ Óxido de azufre (VI)

N₂O₃ Óxido de nitrógeno (III)

P_2O_5 Óxido de fósforo (V)

Nomenclatura por atomicidad (I.U.P.A.C.): utiliza prefijos para cada elemento que indica la cantidad de veces que están presentes en ese compuesto.

Ejemplos:

SO_3 Trióxido de azufre

N_2O_3 Trióxido de dinitrógeno

P_2O_5 Pentóxido de difósforo

Nomenclatura tradicional: además de las formas ya mencionada en óxidos básicos, debemos agregar que cuando un elemento posee cuatro números de oxidación se utilizan prefijos (“hipo-“ y “per-“) además de las terminaciones “-ico” y “-oso”.

Ejemplos:

Cl_2O Óxido hipocloroso (estado de oxidación del Cl: 1+)

Cl_2O_3 Óxido cloroso (estado de oxidación del Cl: 3+)

Cl_2O_5 Óxido clórico (estado de oxidación del Cl: 5+)

Cl_2O_7 Óxido perclórico (estado de oxidación del Cl: 7+)

Casos especiales: Óxidos de Nitrógeno

Los óxidos de nitrógeno forman parte de los casos especiales debido a que la misma molécula no se nombran con las tres nomenclaturas (nomenclatura por atomicidad, Stock y tradicional). Nombramos este tipo de óxidos de la siguiente manera:

Tabla VI: Óxidos del Nitrógeno

Fórmula	Nº de oxidación	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura sistemática	Nomenclatura de Stock
N_2O	1+	Óxido Nitroso	Monóxido de dinitrógeno	
NO	2+	Óxido Nítrico	Monóxido de Nitrógeno	
N_2O_3	3+		Trióxido de dinitrógeno	Óxido de Nitrógeno (III)
NO_2	4+		Dióxido de Nitrógeno	Óxido de Nitrógeno (IV)
N_2O_5	5+		Pentóxido de	Óxido de

			dinitrógeno	Nitrógeno (V)
--	--	--	-------------	---------------

HIDRÓXIDOS: se forman por la reacción de un óxido básico con agua.

Su fórmula general es:



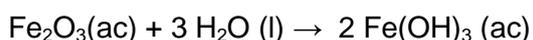
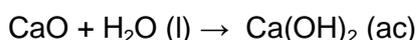
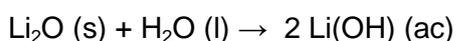
Me es el catión y n es su valencia indica el número de oxhidrilos necesarios para neutralizar la carga de ese catión. El subíndice del catión siempre es 1 ya que la carga del oxhidrilo es 1-.

Nomenclatura: podemos usar la nomenclatura tradicional, indicando el tipo de compuesto, "Hidróxido" y utilizando las terminaciones adecuadas según las mismas reglas que los óxido; o referirlo como "hidróxido de" seguido del nombre del catión.

Veamos algunos ejemplos:

Li(OH)	Hidróxido de litio
Ca(OH) ₂	Hidróxido de calcio
Fe(OH) ₃	Hidróxido de hierro (III) o Hidróxido férrico
Fe(OH) ₂	Hidróxido de hierro (II) o Hidróxido ferroso

Reacción de obtención: se realiza de la misma manera que para los óxidos, incluido el balanceo. Entre los reactivos están el óxido y el agua, y como producto el hidróxido.



En este caso, conviene empezar el balanceo por el metal y luego balancear los oxígenos e hidrógenos.

OXOÁCIDOS: se forman por reacción de un óxido ácido con agua. Son compuestos de tipo ternarios, formados por hidrógeno (H), oxígeno (O) y otro elemento no metálico (E).

La fórmula general es:

HEO

Se deben tener en cuenta los números de oxidación de los elementos que forman la molécula y recordando que la suma de los números de oxidación debe ser cero.

Nomenclatura: la I.U.P.A.C. admite el uso de la nomenclatura tradicional, anteponiendo la palabra ácido y agregando la terminación correspondiente (oso o ico) de acuerdo al número de oxidación del no metal.

Ejemplos:

HNO_2 Ácido Nitroso

En este caso el nitrógeno tiene número de oxidación 3+ dado que:

$$\text{H (1+)} + \text{N (3+)} + \text{O (2-)} \cdot 2 = 0$$

HNO_3 Ácido Nítrico

En este caso el nitrógeno tiene número de oxidación 5+ dado que:

$$\text{H (1+)} + \text{N (5+)} + \text{O (2-)} \cdot 3 = 0$$

Ácido Nitroso corresponde a la menor valencia del nitrógeno (3+).

Ácido Nítrico corresponde a la mayor valencia del nitrógeno (5+).

¿Qué ocurre cuando nos encontramos con la fórmula y tenemos que nombrarla? En este caso hay que averiguar la valencia con que actúa el elemento central, la forma más simple de hacerlo es sabiendo que:

- La carga total del compuesto es cero
- El oxígeno, en este tipo de compuestos, actúa siempre con número de oxidación 2 -.
- El hidrógeno, en este tipo de compuestos, actúa con número de oxidación 1 +.
- El elemento central actúa con número de oxidación positivo.

Ejemplos:

H_2SO_4

la valencia con la actúa el azufre resulta:

$$2 (1+) + (X) + 4 (2-) = 0$$

$$2 + X - 8 = 0$$

$$X = 8 - 2$$

$$X = 6 +$$

Ahora podemos nombrarlo, ya que (6+) es el mayor número de oxidación del azufre, Ácido Sulfúrico.



La valencia con la que actúa el cloro resulta:

$$1 + X + (2-) = 0$$

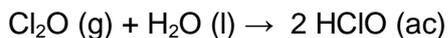
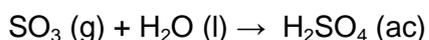
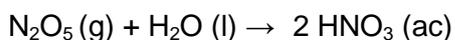
$$- 1 + X = 0$$

$$X = 1 +$$

El nombre será: Ácido hipocloroso ya que el cloro actúa con su menor número de oxidación positivo y tiene cuatro en total.

Reacción de obtención: se debe escribir la reacción entre el agua y el óxido ácido, el producto es un oxoácido, la reacción debe estar balanceada.

Ejemplos de reacciones de obtención balanceadas:



Casos especiales:

a) Oxoácidos de P, As y Sb: estos tres elementos ubicados en el mismo grupo de la tabla periódica tienen el mismo comportamiento.

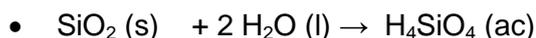
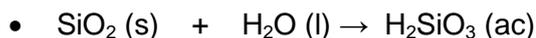
Todos forman óxidos con número de oxidación 3+ y 5+, cada uno de los cuales se puede combinar con una, dos y tres moléculas de agua, para dar oxoácidos, lo que

Para nombrarlos:

HBO_2 Ácido Metabórico (< cant. de moléculas de agua)

H_3BO_3 Ácido Ortobórico = Borico (> cant. de moléculas de agua)

c) Si (4+)



Para nombrarlos:

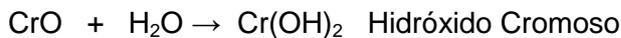
H_2SiO_3 Ácido Metasilícico (< cant. de moléculas de Agua)

H_4SiO_4 Ácido Ortosilícico = Silícico (> cant. de moléculas de agua)

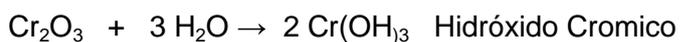
Otros casos especiales:

Cromo (Cr)

Cr 2+



Óxido cromoso



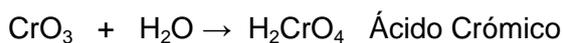
Óxido Crómico

Cr 3+



Óxido Crómico

Cr+6



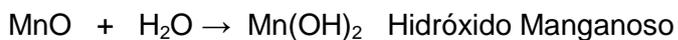
Óxido Percrómico



Óxido Percrómico

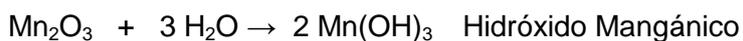
Manganeso (Mn)

Mn 2+



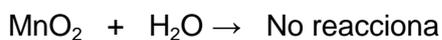
Óxido de Manganeso (II)

Mn 3+



Óxido de Manganeso (III)

Mn 4+



Óxido de Manganeso (IV)

Mn 6+



Óxido de Manganeso (VI)

Mn 7+



Óxido de Manganeso (VII)

Nitrogeno (N)



Amoníaco

NH_4^+ Ion Amonio

HIDRÁCIDOS: estos ácidos se forman por la combinación del hidrógeno, con número de oxidación 1+, y un elemento no metálico: flúor, cloro, bromo, yodo actuando con

número de oxidación 1-, ó azufre actuando con número de oxidación 2-. Existen en forma acuosa.

Formulación: Escribimos primero el hidrógeno con la valencia del no metal como subíndice y luego el no metal. La fórmula general es:



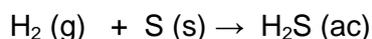
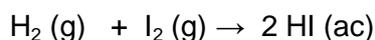
Podemos formularlos conociendo el número de oxidación de cada elemento constituyente.

Nomenclatura: indica el tipo de compuesto, ácido, seguido del nombre del elemento terminado en "hídrico":

HI Ácido iodhídrico

H₂S Ácido sulfhídrico

Reacción de obtención:



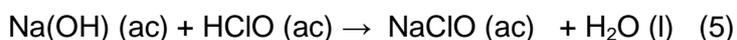
SALES

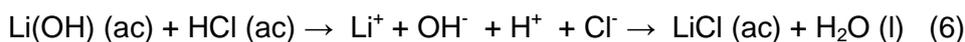
Se forman a partir de la combinación de un hidróxido con un ácido. Se hace perder al ácido sus H dejando los elementos restantes formando un anión, cuya carga será "igual al número de H perdidos"; por otro lado, el hidróxido pierde sus oxhidrilos dejando al metal como catión. Estos dos iones interactúan entre sí para formar la sal, mientras que los oxhidrilos y los protones, se combinan para dar agua. La carga del catión, que coincide con su número de oxidación, se coloca sin signo, como subíndice del anión y la carga del anión, sin signo, como subíndice del catión. Esta reacción en particular, se llama reacción de neutralización y en ella siempre se produce una sal y agua.

Veamos un ejemplo simple:



La reacción total balanceada es:





Para aprender a balancear estas reacciones: empezá por el elemento metálico, después equilibrá el elemento principal del oxoácido y por último los H y O, en cualquier orden.

Nomenclatura: para nombrar oxosales, según la I.U.P.A.C., se indica primero el nombre del anión, proveniente del ácido, utilizando el mismo tipo de nomenclatura, seguido del nombre del catión con su respectivo número de valencia, en romano y entre paréntesis. También se puede usar la nomenclatura tradicional para indicar la valencia del metal.

- Si el oxoácido termina en “oso” la sal termina en “ito”
- Si el oxoácido termina en “ico” la sal termina en “ato”
- Si el ácido termina en “hídrico” la terminación de la sal es “uro”

Para el caso (5)

NaClO Hipoclorito de Sodio

Para el caso (6)

LiCl Cloruro de Litio

SALES ÁCIDAS Y BÁSICAS:

Algunas sales se forman por neutralización incompleta de los ácidos o las bases que las originan, cuando éstos poseen más de un hidrógeno u oxhidrilo, respectivamente. En estos casos, la fórmula de la misma incluye uno o más hidrógenos si es una sal ácida, y uno o más oxhidrilos si la sal es básica.

Nomenclatura: se indica, luego del nombre del anión, la presencia de hidrógenos u oxhidrilos con la palabra ácida o básica, respectivamente, e indicando su número usando los prefijos di, tri, etc.

Ejemplos:

Sulfato ácido de calcio: $\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$

Sulfato básico de calcio: $\text{Ca}(\text{OH})\text{SO}_4$

De los ejemplos anteriores podemos deducir que:

- Si la sal es ácida el/los hidrógeno/s siempre quedará/n unidos/s al anión y formará/n parte de él
- Si la sal es básica el/los oxhidrilo/s siempre quedará/n unidos/s al elemento metálico y formará/n parte del catión.

Ejercitación Tema 4: “ Ecuaciones químicas “

Óxidos:

1. a) Escribir las fórmulas que representan los siguientes compuestos químicos:

Óxido de calcio	Óxido fosforoso
Óxido de litio	Pentóxido de dinitrógeno
Óxido de hierro (III)	Trióxido de dicloro
Óxido ferroso	Óxido hipoyodoso
Óxido de cadmio	Óxido perbrómico
Óxido de cromo (III)	Óxido arsenioso
Óxido de cobalto (II)	Óxido de antimonio (V)
Óxido de sodio	Dióxido de silicio
Óxido de estroncio	Óxido bromoso
Óxido mercurioso	Óxido clórico
Óxido de plata	Heptóxido de dimanganeso
Óxido de cobalto (III)	Óxido sulfuroso
Óxido de manganeso (II)	Dióxido de carbono
Óxido de manganeso (III)	Trióxido de azufre

1.b) Nombrar los siguientes compuestos químicos:

CuO	Bi ₂ O ₃
K ₂ O	Cl ₂ O ₇
Br ₂ O ₃	SO ₂
Hg ₂ O	Ag ₂ O
BaO	CO ₂
SO ₃	I ₂ O ₅
Ni ₂ O ₃	SiO ₂
N ₂ O ₅	P ₂ O ₃
MnO	N ₂ O ₃
Mn ₂ O ₇	As ₂ O ₅
HgO	

Hidróxidos

2. a) Escribir las fórmulas de los siguientes compuestos químicos:

Hidróxido de cobre (II)	Hidróxido cromoso
Hidróxido de sodio	Hidróxido crómico
Hidróxido férrico	Hidróxido de bario
Hidróxido níquelico	Hidróxido de cobalto (II)
Hidróxido plumboso	Hidróxido estagnoso

Hidróxido de bismuto (III)
Hidróxido de plata
Hidróxido de zinc
Hidróxido de amonio

Hidróxido de estaño (IV)
Hidróxido de níquel (II)
Hidróxido manganoso
Hidróxido de cesio

2.b) Nombrar los siguientes compuestos químicos:

$\text{Al}(\text{OH})_3$
 $\text{Cd}(\text{OH})_2$
 $\text{Bi}(\text{OH})_3$
 $\text{Na}(\text{OH})$
 $\text{K}(\text{OH})$
 $\text{NH}_4(\text{OH})$

$\text{Cu}(\text{OH})$
 $\text{Sn}(\text{OH})_4$
 $\text{Zn}(\text{OH})_2$
 $\text{Cr}(\text{OH})_3$
 $\text{Cr}(\text{OH})_2$
 $\text{Co}(\text{OH})_2$

Ácidos

3a) Escribir las fórmulas de los siguientes compuestos químicos:

Ácido fluorhídrico
Ácido clorhídrico
Ácido nitroso
Ácido sulfúrico
Ácido pirofosfórico
Ácido ortoarsénico
Ácido perclórico
Ácido mangánico
Ácido dicrómico
Ácido permangánico
Ácido sulfuroso

Ácido perbrómico
Ácido hipocloroso
Ácido yodoso
Ácido nítrico
Ácido sulfhídrico
Ácido metaarsénico
Ácido piroantimonioso
Ácido carbónico
Ácido ortofosforoso
Ácido ortosilícico
Ácido ortobórico

3b) Nombrar los siguientes compuestos:

HNO_2
 HBr
 HNO_3
 HI
 HClO
 H_2CO_3
 H_2SO_3

H_2SO_4
 HBrO_4
 HIO_2
 H_3AsO_3
 H_3PO_4
 $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$
 $\text{H}_4\text{Sb}_2\text{O}_5$

Sales: neutras, ácidas y básicas

4a) Escribir las fórmulas de los siguientes compuestos:

Yoduro de sodio
Perclorato de calcio
Sulfuro de cobalto (II)
Sulfito cúprico
Nitrato de bismuto (III)
Carbonato de estroncio
Hipoclorito de bario
Sulfato crómico
Cloruro de manganeso (II)

Fosfato de magnesio
Piroarsenito de amonio
Cloruro de estroncio
Meta antimoniato de litio
Sulfuro de berilio
Bromuro de cobalto (II)
Carbonato de níquel (III)
Fosfato de hierro (III)
Perbromato de aluminio

4b) Nombrar los siguientes compuestos:

KI	CaS
K_2SO_4	$BaSO_4$
Na_2CO_3	$AgAsO_2$
$MnSO_3$	$FeCl_3$
$CaSiO_3$	$MgCl_2$
$FeBr_3$	$Bi(NO_3)_3$
$Cr_2(SO_4)_3$	$Mg_3(PO_4)_2$
$FePO_4$	$Zn_3(AsO_3)_2$
$Ni_2(P_2O_7)$	$NaNO_2$
Na_3PO_3	$MnCO_3$
$AgNO_2$	$AgCl$

5a) Escribir las fórmulas de los siguientes compuestos químicos:

Sulfuro ácido de sodio
Fosfato diácido mercurioso
Carbonato ácido de níquel (III)
Piroarseniato triácido de magnesio
Ortoarsenito diácido de hierro (II)
Sulfato ácido de cobre (II)
Sulfito ácido de plata
Antimoniato ácido de plomo (IV)
Arseniato diácido de cobalto (II)
Ortosilicato ácido de calcio

5b) Nombrar los siguientes compuestos:

$Pb(HCO_3)_2$	$Ba(HSO_3)_2$
$Hg(H_2PO_4)_2$	$Cd(HSO_4)_2$
$Mg_3(HP_2O_7)_2$	$Pb(H_3Sb_2O_5)_2$
$K_3(HAs_2O_5)$	$Bi_2(H_2As_2O_7)_3$
$Na(HSO_3)$	$K(HS)$
$Al(HS)_3$	$K(HCO_3)$

6a) Escribir las fórmulas de los siguientes compuestos químicos:

Carbonato básico de mercurio (II)

Fosfato dibásico de aluminio

Arseniato básico de calcio

Pirofosfato dibásico de cobalto (III)

Nitrato básico de magnesio

Sulfito tribásico de plomo (IV)

Nitrito básico de cromo (III)

Metaantimoniato básico de hierro (III)

Cloruro básico de bario

Sulfuro dibásico cobáltico

6b) Nombrar los siguientes compuestos químicos:

$(\text{Sr}(\text{OH}))_3(\text{PO}_4)$

$(\text{Mn}(\text{OH}))_2\text{S}$

$(\text{Al}(\text{OH}))\text{S}$

$(\text{Ni}(\text{OH}))_2\text{Br}$

$(\text{Bi}(\text{OH}))_2\text{NO}_2$

$(\text{Cd}(\text{OH}))_4(\text{As}_2\text{O}_7)$

$(\text{Cr}(\text{OH}))_2)_2\text{CO}_3$

$(\text{Al}(\text{OH}))_3\text{PO}_4$

$(\text{Sn}(\text{OH}))_3(\text{AsO}_3)$

$(\text{Pb}(\text{OH}))_3)_4(\text{Sb}_2\text{O}_5)$

7a) Escribir las fórmulas de los siguientes compuestos químicos:

Permangano de calcio

Cromato de bario

Dicromato de amonio

Cromito de manganeso (II)

Manganato de cobalto (III)

Cloruro de antimonio (III)

7b) Nombrar los siguientes compuestos químicos:

K_2MnO_4

$\text{Ni}_2(\text{MnO}_4)_3$

$(\text{NH}_4)_2(\text{Cr}_2\text{O}_7)$

$\text{Sr}(\text{CrO}_2)_2$

$\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$

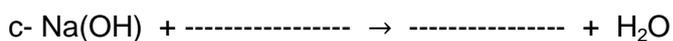
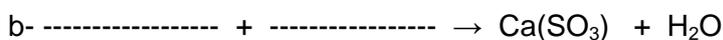
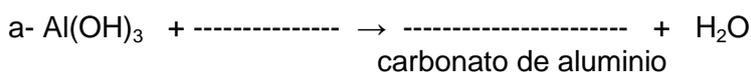
NaMnO_4

K_2CrO_4

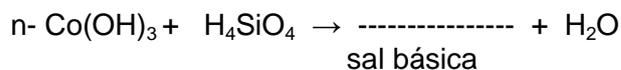
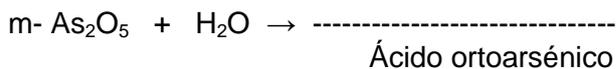
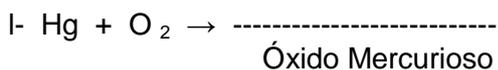
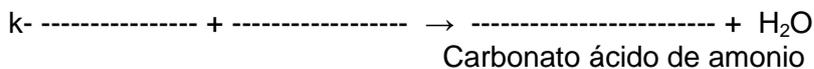
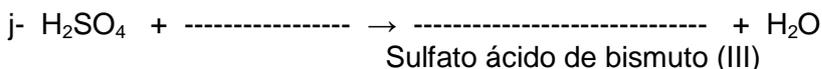
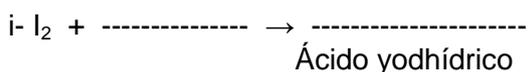
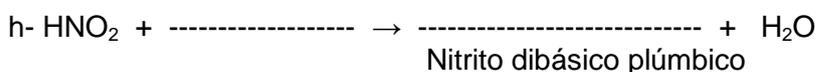
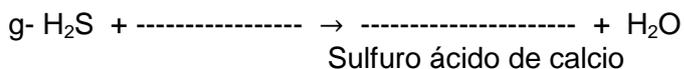
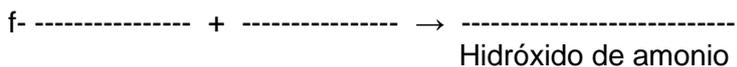
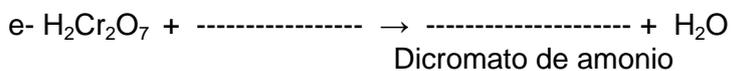
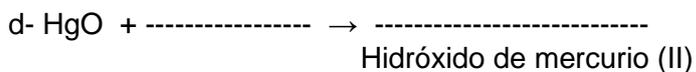
Sb_2S_3

$\text{K}_2(\text{SiO}_3)$

8) Completar y balancear:



ácido nítrico



9. Escribir ecuación de obtención de los siguientes compuestos:

Perbromato de estroncio

Hidróxido de litio

Ácido clórico

Pentóxido de dinitrógeno

Piroarseniato diácido de hierro (III)

Perclorato básico de hierro (II)

Ácido permangánico

Periodato de cobre (II)

Ácido metaarsenioso

Hidróxido cobáltico
Trióxido de azufre
Clorato dibásico de aluminio
Hidróxido de cadmio
Ortofosfito diácido de manganeso (II)
Ácido nitroso
Sulfato de plomo (IV)
Carbonato de amonio
Óxido de potasio
Ácido metafosfórico
Hidróxido de bario
Ortofosfato monoácido de calcio
Hidróxido estannoso
Pentóxido de difósforo
Nitrito dibásico de níquel (III)

TEMA 5: “Cantidad de sustancia - mol - número de Avogadro - masa molar - Volumen Molar”

En el trabajo diario de laboratorio resulta imposible separar un átomo o una molécula para estudiar su comportamiento debido a su tamaño tan pequeño. Los investigadores han buscado una cantidad de sustancia que contenga un número conocido de moléculas o átomos y que sea fácil de medir. Por ello resulta conveniente definir una de las unidades fundamentales del Sistema Internacional: el mol (Unidad de cantidad de material).

Mol: es la cantidad de sustancia que contiene exactamente $6,023 \times 10^{23}$ partículas elementales. La expresión "partículas elementales" puede referirse a moléculas, átomos, iones, etc., debiendo especificarse en cada caso de qué se trata. El número $6,023 \times 10^{23}$ se denomina Número de Avogadro (N_A) por ser dicho investigador quien procedió a calcularlo.

Una consecuencia importante de la definición de mol es que la masa de un mol de átomos (Masa Molar) expresada en gramos es numéricamente igual a la masa atómica; y la masa de un mol de moléculas expresada en gramos, es numéricamente igual a la masa molecular. Por ejemplo: masa de un mol de ácido sulfúrico = 98 g/mol

En la siguiente tabla se ejemplifican los conceptos anteriores.

Tabla VII: Ejemplos de compuestos con masas atómicas y moleculares

Sustancia	Masa atómica	Masa Molecular	Masa molar de cada elemento	Masa molar de la sustancia
O ₂	16 u	32 u	16 g	32 g
H ₂ O	16 u(O) 1 u(H)	18 u	16 g(O) 1g(H)	18 g
CO ₂	12 u(C) 16 u(O)	44 u	12 g(C) 16 g(O)	44 g

Gráficamente:

MOLÉCULA



1 molécula de H_2SO_4

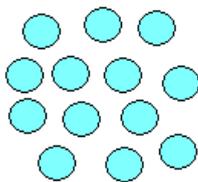
4 átomos de O: 64 u

1 átomo de S: 32 u

2 átomos de H: 2 u

98 u

MOL DE MOLÉCULAS



1 mol de moléculas de H_2SO_4
($6,023 \times 10^{23}$ moléculas)

4 moles de átomos de O: 64 g

1 mol de átomo de S: 32 g

2 moles de átomos de H: 2g

98 g

Volumen Molar: es el volumen ocupado por un mol de moléculas de cualquier sustancia en estado gaseoso y en condiciones normales de temperatura y presión (CNPT)². Su valor es de 22,4 litros.

Ejercitación Tema 5: “Cantidad de sustancia - mol - número de Avogadro - masa molar - Volumen Molar”

1. Indique qué masa en gramos representan:

a) 1 mol de moléculas de H_2S

b) 2 moles de átomos de calcio

c) 0,5 moles de HClO

2. Indique cuál es el número de moles de molécula presentes en:

a) 20 g de hidrógeno

b) 36 g de agua

c) 1,7 g de amoníaco

3. Calcule el número de moléculas presentes en:

² Presión 1 atm.; Temperatura 0°C

- a) 8 moles de flúor
 - b) 2 moles de hidrógeno
 - c) 32 g de oxígeno
4. Calcule el volumen ocupado en CNPT por:
- a) 5 moles de moléculas de dióxido de carbono
 - b) 2,5 moles de nitrógeno
 - c) 4 moles de átomos de hidrógeno
 - d) 142 g de cloro
5. Calcule la masa en gramos de:
- a) 1,2 moles de H_2SO_4
 - b) 11,2 litros de SO_3 en CNPT
 - c) 5 moles de bario
6. Indicar qué volumen en CNPT ocupan:
- a) 10 moles de nitrógeno
 - b) $7,227 \times 10^{24}$ moléculas de SO_3
 - c) 5 moles de átomos oxígeno
 - d) 4 g de hidrógeno
7. Indique cuál es el número de “moles” presentes en:
- a) 12,217 g de $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
 - b) 0,7625 g de borax ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$)
 - c) 4,48 litros de helio en CNPT
 - d) $9,0345 \times 10^{23}$ moléculas de neón
8. ¿Cuántos moles de $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ hay en 1 kg de esa sustancia?

9. Se tienen 45 mL de benceno (C_6H_6) de densidad 0,88 g/mL. Calcular:

a) la masa de benceno

b) la masa de un mol de benceno

c) el número de moles de moléculas de benceno

TEMA 6: “Sistemas materiales – propiedades”

El mundo físico está formado por materia y radiación que impresionan en forma directa o indirecta nuestros sentidos. A una parte de ese mundo físico, separado del resto en forma real o imaginaria con el objeto de someterlo a estudio, se lo denomina **sistema material**. El resto del mundo físico recibe el nombre de medio ambiente o medio externo. En general, se considera medio ambiente al entorno cercano que interactúa con el sistema. El conjunto de sistema y medio ambiente recibe el nombre de universo.

Los sistemas se definen para estudiar cambios físicos, químicos y/o biológicos, y se clasifican en:

- Sistema abierto: es aquel que posee la capacidad de intercambiar materia y energía con el medio ambiente.
- Sistema cerrado: es el que posee capacidad de intercambiar energía pero no materia con el medio ambiente
- Sistema aislado: es el que no posee capacidad de intercambiar materia ni energía con el medio ambiente.



Figura 14: Gráfico comparativo entre sistema abierto, cerrado y aislado.

En el caso que nuestro propósito sea conocer la composición química del agua del bebedero de los animales, este será un sistema abierto y entonces, en el momento de interpretar los resultados de nuestros estudios se deberá considerar el posible intercambio de materia y energía con el medio; por ejemplo, el contenido de oxígeno disuelto en el agua será distinto en un día de calor que en un día frío. Pero si al bebedero lo cubrimos con una tapa de plástico gruesa, se tratará de un sistema cerrado; y si a todo el conjunto se lo rodea con una cubierta aislante será un sistema aislado.

Otro ejemplo podría ser el de un erlenmeyer con agua. Si éste se encuentra como tal, es un sistema abierto; si al mismo erlenmeyer con agua se lo tapa con un corcho, es un sistema cerrado; y si por último se lo rodea con una cubierta aislante, pasa a ser un sistema aislado.

Las propiedades de los sistemas se clasifican en:

- Propiedades intensivas: son aquellas que no dependen de la masa del sistema. Por ejemplo: la densidad (10 gramos de agua pura, a 4°C, tiene una densidad de 1 g/mL, igual que 100 gramos en las mismas condiciones), la viscosidad, el índice de refracción, la temperatura de ebullición, la temperatura de fusión, etc.
- Propiedades extensivas: son aquellas que dependen de la masa del sistema. Por ejemplo: conociendo el peso, el volumen o la superficie no se puede decir de qué sustancia³ se trata, dado que se puede tener el mismo volumen de agua que de alcohol, o igual masa de sal que de cal, a pesar de ser sustancias diferentes.

Se entiende por **fase** a toda parte de un sistema físico y químicamente homogéneo, separada de las otras por una superficie físicamente definida.

La homogeneidad física se refiere a la constancia de las propiedades físicas intensivas y a la homogeneidad química; es decir a la composición uniforme en toda la extensión de la fase.

Los sistemas materiales pueden dividirse según el número de fases en homogéneos y heterogéneos.

- Sistemas homogéneos: están constituidos por una sola fase (monofásicos). Por ejemplo, un sistema material formado por agua salada.
- Sistemas heterogéneos: están constituidos por dos o más fases (polifásicos). Por ejemplo, un sistema material integrado por nafta y agua.

Las distintas sustancias que constituyen el sistema se llaman **componentes**. Es importante destacar que el número de componentes de un sistema material no está relacionado con el número de fases del sistema. Como ejemplos se pueden citar:

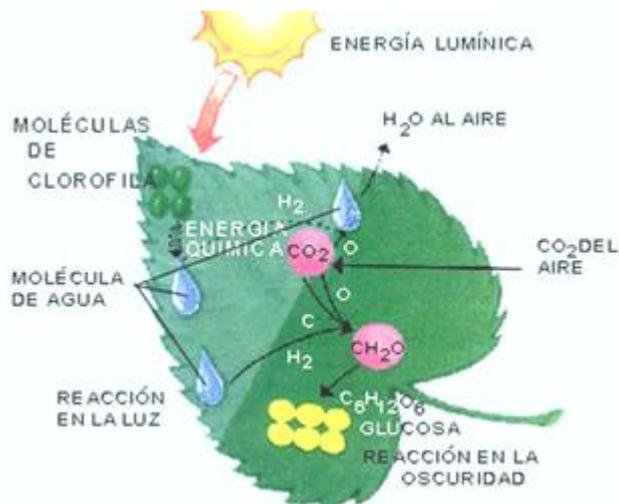
- Disolución de agua salada: sistema homogéneo de dos componentes (agua y sal) y una fase.

³ Una **sustancia** es una forma de materia que tiene una composición constante o definida y propiedades distintivas.

- Agua y aceite: sistema heterogéneo de dos componentes (agua y aceite) y dos fases.
- Agua vapor y agua líquida: sistema heterogéneo de un componente (agua) y dos fases (ya que el agua se encuentra en dos estados físicos diferentes).

Por otra parte, podemos definir el concepto de **fenómeno** como cualquier hecho que ocurre en el mundo físico, en forma espontánea o provocada. Dichos fenómenos se pueden clasificar en fenómenos químicos y físicos.

Los **fenómenos químicos** son aquellos en los cuales se producen cambios en la calidad de la materia, donde ciertas sustancias (reactivos) sufren una transformación dando lugar a otras sustancias (productos). Son ejemplos de fenómenos químicos la caramelización del azúcar, la fotosíntesis en las plantas, etc (Figura 15).



Fase lumínica: la clorofila capta la luz solar y provoca la lisis de la molécula de agua. El oxígeno en estado gaseoso se libera al ambiente.

Fase oscura: el hidrógeno se suma al dióxido de carbono presente en el aire originando compuestos orgánicos. Resultado: glucosa y agua.

Figura 15. Esquema de la fotosíntesis en las plantas.

Por otro lado, los **fenómenos físicos** son aquellos en los cuales se conserva la calidad de la materia. Son ejemplos de éstos: la caída de los cuerpos, la conducción de la corriente eléctrica, los cambios de estado de agregación de la materia (el hecho de que el agua sea sólida, líquida o gaseosa no hace que deje de ser agua).

Otro ejemplo de fenómeno físico es una **mezcla** o **sustancia mezcla**, entendiendo por tal a la unión o combinación de dos o más sustancias sin que ocurran cambios sustanciales. Las propiedades de la mezcla dependerán de las proporciones de los elementos o sustancias que la constituyen. O sea que al no haber cambios sustanciales, la cantidad y calidad de los componentes permanece inalterada después del proceso.

Los componentes de las mezclas pueden separarse por métodos físicos ordinarios. El método de separación a utilizarse dependerá de si el sistema es homogéneo o heterogéneo.

Métodos Separativos	
Sistemas Heterogéneos	Sistemas Homogéneos
<ul style="list-style-type: none"> • Filtración: se usa para separar un líquido de un sólido, cuyas partículas tienen un tamaño tal que puede ser retenido en la malla del filtro. • Flotación: sirve para separar dos sólidos de distinta densidad mediante el agregado de un líquido de densidad intermedia. Por ejemplo, a un sistema constituido por virutas de madera y limaduras de hierro se le agrega agua, depositándose las limaduras en el fondo, mientras las virutas flotan). • Decantación: se emplea cuando la mezcla está formada por líquidos no miscibles, o un líquido y un sólido. La fase de mayor peso específico se deposita en el fondo del recipiente (sedimenta) y la otra sobrenada, facilitando la separación. Este método requiere de la utilización de una ampolla de decantación. • Sublimación: este método consiste en calentar suavemente un sistema formado por un sólido que sublima con la recepción de calor y otro que no. Los vapores del sólido 	<ul style="list-style-type: none"> • Destilación simple: se utiliza para separar componentes líquidos que tienen puntos de ebullición marcadamente diferentes. Al calentar la disolución se desprenderán primero los vapores del componente con bajo punto de ebullición, que pueden licuarse otra vez si se los pone en contacto con una superficie fría. • Cristalización: cuando se calienta una disolución con un soluto de mayor punto de ebullición que el solvente, a medida que éste se evapora aumenta la concentración del soluto. Comienza a cristalizar soluto puro y se puede separar por filtración. • Destilación fraccionada: cuando la diferencia entre los puntos de ebullición de los componentes del sistema homogéneo no es muy grande se utiliza un recipiente donde se calientan los líquidos, y en el refrigerante se coloca una columna rellena de un material con una gran superficie de contacto, la columna condensará el componente menos volátil, llegando al refrigerante solo

<p>sublimado que se desprenden se enfrían pudiendo recuperarse en otro recipiente. (Por ejemplo: Yodo y sulfato de cobre).</p> <ul style="list-style-type: none"> • Imantación: se utiliza para separar dos sólidos, uno de los cuales tiene propiedades magnéticas. (Por ejemplo: Mezcla de arena con limaduras de hierro). • Tamización: se emplea cuando ambas fases del sistema son sólidas y tienen partículas de tamaños diferentes. Se coloca el sistema material sobre una malla de metal. Las partículas de menor tamaño atraviesan la malla, quedando retenidas las de tamaño mayor. 	<p>los vapores del más volátil.</p>
--	-------------------------------------

Los siguientes sistemas ejemplifican mezclas:

- mezcla de arena y tierra
- mezcla de ladrillo molido y limaduras de hierro
- mezcla de benceno y DDT (DDT significa dicloro, dimetil, tricloroetano y es un compuesto químico que fue ampliamente utilizado como insecticida)
- mezcla de oxígeno, nitrógeno, argón, dióxido de carbono

A diferencia de mezcla, se define como **combinación** a la unión de dos o más sustancias que derivan en la producción de cambios en la calidad de las mismas. Por consiguiente, la combinación es un fenómeno químico.

Al haber cambios sustanciales se producen nuevas sustancias de propiedades definidas, independientes de las proporciones de componentes utilizados. Se forma así un compuesto químico. Las combinaciones se producen en proporciones definidas y el exceso de algún componente permanece inalterado.

El siguiente es un ejemplo de combinación: en condiciones adecuadas de presión y temperatura, reaccionan la molécula de hidrógeno con la molécula de nitrógeno y se obtiene un producto de propiedades distintas llamado amoníaco, que es el compuesto químico que sirve para la síntesis de numerosos fertilizantes.



Se define como **disolución** a toda mezcla homogénea de dos o más sustancias. Sus componentes se denominan soluto, que es la sustancia que está en menor proporción y que se disuelve; y el solvente que es la que se encuentra en mayor cantidad.

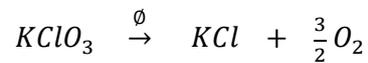
Una disolución puede estar formada por un sólido y un líquido, donde el solvente es el líquido y el soluto es el sólido. Por ejemplo, la sustancia sulfato de cobre (sólido) es un compuesto de color azul, el cual disuelto en agua (líquido) se puede utilizar como plaguicida.

Una disolución también puede constituirse solamente por líquidos. En este caso no se hace distinción entre soluto y solvente, o se denomina solvente al componente que se encuentra en mayor proporción. Como ejemplo podemos citar una disolución hidroalcohólica formada por alcohol y agua.

Anteriormente se definió el concepto disolución, y en el mismo se involucra el concepto de sustancia. Por ello, es importante conocer cómo se clasifican las sustancias para la química. Así podemos discriminar entre **sustancias mezcla** y **sustancias puras**, entendiendo que las primeras son aquellas de las cuales pueden separarse dos o más sustancias diferentes por métodos físicos ordinarios. En cambio las sustancias puras son aquellas de las cuales no pueden separarse dos o más sustancias diferentes por métodos físicos ordinarios. Se caracterizan por tener propiedades específicas constantes (densidad, punto de fusión, punto de ebullición), independientemente de la forma de obtención.

A su vez, las sustancias puras se dividen en **sustancias simples** y **sustancias compuestas**. Las primeras son aquellas de las cuales no pueden obtenerse dos o más sustancias diferentes por métodos químicos. A este tipo de sustancias se las denomina también sustancias elementales o elementos y son todos los elementos de la Tabla Periódica. En cambio las sustancias compuestas son aquellas de las cuales

pueden obtenerse dos o más sustancias diferentes por métodos químicos. Un ejemplo de las mismas puede ser la descomposición térmica del $KClO_3$ donde se obtiene KCl y O_2 .



Que una sustancia sea sólida, líquida o gaseosa depende de las condiciones físicas externas (presión y temperatura) a que está sometida.

En los gases las distancias entre moléculas son mayores que en los líquidos y en los sólidos. En el aire que respiramos la distancia entre moléculas es, aproximadamente, 10 veces el diámetro de la molécula. Por esa razón es más fácil comprimir un gas que un líquido y un sólido en los cuales las moléculas están más juntas (Figura 16).

Los gases pueden expandirse indefinidamente y tienden a ocupar el volumen del recipiente por completo. Todos los gases se mezclan fácilmente unos con otros y forman así soluciones completamente homogéneas. El aire es una de esas soluciones.

En el estado sólido, los átomos están ordenados en un cierto tipo de estructura llamada estructura cristalina, en la cual ocupan posiciones definidas y relativamente fijas pero tienen movimiento de vibración en sus posiciones.

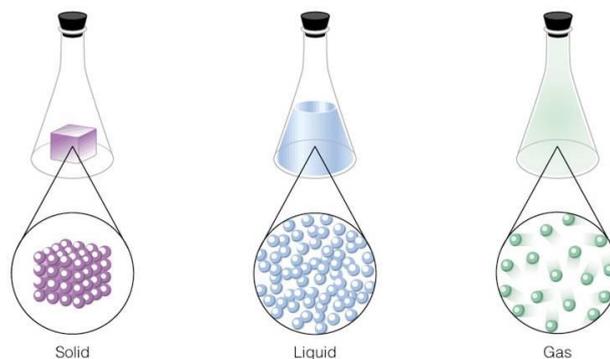


Figura 16: Disposición de las moléculas según el estado de agregación.

La tierra arable es un medio muy poroso constituido esencialmente por aire (25%), agua (25%) y sustancias sólidas (50%). De las sustancias sólidas, el 46% son de naturaleza inorgánica y el 4% de naturaleza orgánica.

Ejercitación Tema 6: “Sistemas materiales - propiedades”

1.a) Definir propiedades extensivas e intensivas.

b) Indicar si las siguientes propiedades son extensivas o intensivas:

- Volumen
- Densidad
- Pto. de fusión
- Presión
- Pto. de ebullición
- Peso

2.a) Para los siguientes sistemas, indicar cuales son heterogéneos y cuales homogéneos, mencionando cuantas fases y cuantos componentes hay en cada caso (completar el siguiente cuadro)

Sistema	Tipo	Cantidad de Fases	Cantidad de Componentes
Aire con partículas de carbón suspendida			
Oxígeno líquido			
Oxígeno líquido y aire gaseoso en contacto			
Aire filtrado			
Agua líquida, vapor de agua y hielo			
Vapor de agua, tres trozos de hielo y dos trozos de hierro			
Sal totalmente disuelta en agua			
Azúcar parcialmente disuelta en agua			
Aceite y agua líquida			

b) Proponer métodos de separación para los tres últimos sistemas, indicando qué componente se separa en cada paso.

3. Indicar cuál de los siguientes fenómenos son físicos y cuales químicos, justificar:

- a) Romper una fuente de vidrio
- b) Hacer almíbar
- c) Formar salmuera
- d) Fundir un metal

- e) Clavar un clavo
- f) Dar vuelta un mueble
- g) Estacionar un auto
- h) Encender un fósforo

4. Proponer métodos para separar las fases de los siguientes sistemas. Indicar que componente se separa en cada paso.

- a) Agua + arena
- b) Disolución de cloruro de sodio (NaCl)
- c) Virutas de hierro + azufre
- d) Agua y glicerol
- e) Limadura de hierro + agua + arena
- f) Aceite + agua + sal

5. Marcar cuáles de las siguientes características corresponde a una sustancia pura explicando la elección:

- a) Puede ser homogénea o heterogénea.
- b) Tiene la misma densidad en todos sus puntos.
- c) Se puede separar por métodos físicos ordinarios.

6. Completar el siguiente cuadro

Sistema Material	Tipo de sistema	Fases	Componentes
Sal parcialmente disuelta en agua			
Jugo en polvo totalmente disuelto en agua			
Sal fina + arena + piedra			
Piedras + tierra + limaduras de hierro			
Agua salada + trozos de hielo			
Agua + aceite + trozos de corcho			
Alcohol + agua			
Agua + nafta			
Agua + arena			
Agua + trocito de telgopor			

7. Para cada caso del ejercicio anterior, proponer el/los métodos de separación necesarios, indicando qué se separa en cada paso.

8. Indicar cual/es de las siguientes afirmaciones son correctas, justificar

I- “Una mezcla de agua líquida y virutas de hierro” es un sistema...

- a) Homogéneo con dos fases
- b) Heterogéneo con dos fases
- c) Heterogéneo con una fase y dos componentes
- d) Homogéneo con una fase y dos componentes
- e) Heterogéneo con dos fases y dos componentes
- f) Homogéneo con una fase y dos componentes

II. “Una mezcla de agua líquida y trozos de hielo” es un sistema...

- a) Homogéneo con dos fases
- b) Heterogéneo con dos fases
- c) Heterogéneo con una fase y dos componentes
- d) Homogéneo con una fase y dos componentes
- e) Heterogéneo con dos fases y dos componentes
- f) Homogéneo con una fase y dos componentes

III. “Una mezcla de agua líquida y alcohol” es un sistema...

- a) Homogéneo con dos fases
- b) Heterogéneo con dos fases
- c) Heterogéneo con una fase y dos componentes
- d) Homogéneo con una fase y dos componentes
- e) Heterogéneo con dos fases y dos componentes
- f) Homogéneo con una fase y dos componentes

IV. “Una mezcla de agua líquida y arena” es un sistema...

- a) Homogéneo con dos fases
- b) Heterogéneo con dos fases
- c) Heterogéneo con una fase y dos componentes
- d) Homogéneo con una fase y dos componentes
- e) Heterogéneo con dos fases y dos componentes
- f) Homogéneo con una fase y dos componentes

V. "Una mezcla de agua líquida y sal" es un sistema

- a) Homogéneo con dos fases
- b) Heterogéneo con tres fases
- c) Heterogéneo con dos fases
- d) Ninguna de las anteriores es la correcta.

TEMA 7: “Fórmulas químicas y composición”

Cuando se conoce la fórmula química de una sustancia y, por lo tanto, el valor de su masa molar, puede calcularse su composición en porcentaje en masa. Veremos dos ejemplos:

Ejemplo I:

Encontrar la composición en porcentaje en masa del sulfuro de mercurio (II)

Según la Tabla Periódica, la masa molar del mercurio es 200,6 g; la del azufre es 32 g y, por consiguiente, la de la sal mencionada (HgS) es 232,6 g. Estos valores indican que 232,6 g de HgS están constituidos por 200,6 de mercurio y por 32 g de azufre. Por lo tanto, para hallar cuantos gramos de cada elemento constituyen 100 g de HgS, se puede plantear:

$$232,6 \text{ g HgS} \text{ ————— } 200,6 \text{ g Hg}$$

$$100 \text{ g HgS} \text{ ————— } x = 86,24 \text{ g Hg}$$

$$232,6 \text{ g HgS} \text{ ————— } 32 \text{ g S}$$

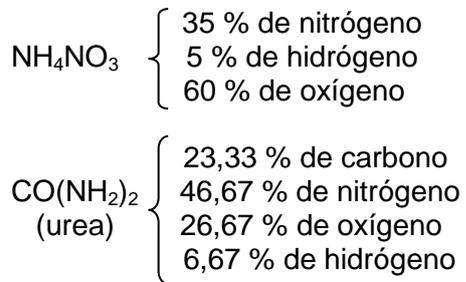
$$100 \text{ g HgS} \text{ ————— } x = 13,76 \text{ g S}$$

Entonces la composición en porcentaje en masa es 86,24 % de Hg y 13,76 % de S. Estos resultados pueden ser útiles, por ejemplo, cuando se desea saber qué cantidad máxima de mercurio metálico puede fabricarse disponiendo de HgS como materia prima. Así, si se tienen 100 toneladas de HgS podrán obtenerse, como máximo, 86,24 toneladas de mercurio.

Ejemplo II:

En agricultura se emplean fertilizantes nitrogenados tales como la urea ($\text{CO}(\text{NH}_2)_2$) y el nitrato de amonio (NH_4NO_3). Si un agricultor puede comprar cada uno de los dos fertilizantes mencionados al mismo costo por gramo, ¿cuál le resulta más económico? En otras palabras, ¿qué compuesto contiene el porcentaje más alto de nitrógeno?

Para resolver esta cuestión se debe proceder como en el ejemplo anterior, averiguando la composición en porcentaje en masa de los dos fertilizantes mencionados. Si bien interesa sólo el porcentaje de nitrógeno, los resultados completos son:



Evidentemente el fertilizante más conveniente es la urea.

La composición de los sistemas materiales se suele expresar como:

- Composición Centesimal (%)
- Partes Por Millón (ppm)
- Partes Por Billón (ppb)

Composición centesimal (%)

Indica el número de partes de cada componente en 100 partes del sistema.

Ejemplos de problemas que involucran el concepto de composición centesimal:

Ejemplo I. La tierra arable contiene: 25% aire, 25% agua y 50% sólidos compuestos a su vez por: 95% de sustancias minerales y 5% de materia orgánica.

Calcular cuantos gramos (g), miligramos (mg) y microgramos (μg) de materia orgánica están contenidos en un kilogramo de tierra fértil.

100 g de tierra ——— 50 g de sustancias sólidas

1 Kg = 1000 g de tierra ——— x = 500 gramos de sólido

100 gramos de sol. ——— 5 gramos de materia orgánica

500 gramos de sol. ——— x = 25 g de materia orgánica

* Un kilogramo de tierra fértil contiene: 25 gramos de materia orgánica o lo que es lo mismo 25.000 mg o sea 25.000.000 μg de materia orgánica.

Ejemplo II. Expresar la composición centesimal de los siguientes sistemas:

a) A 1000 gramos de agua se le agregan 120 mg de nitrito de sodio y 0,00050 Kg de cloruro de calcio

1000,00 g de agua

120 mg = 0,12 g de nitrito de sodio

0,00050 Kg = 0,50 g de cloruro de sodio

1000,62 g en total

1000,62 g totales ——— 100 %

1000,00 g H_2O ——— $x = 99,938 \%$ H_2O

1000,62 g totales ——— 100%

0,12 g nitrito de sodio ——— $x = 0,012 \%$ NaNO_2

1000,62 g totales ——— 100%

0,50 g cloruro de calcio ——— $x = 0,050 \%$ CaCl_2

La composición centesimal del sistema será: 99,938% H_2O + 0,012 % nitrito de sodio + 0,050 % cloruro de calcio = 100 %.

Ejemplo III. Se determinó experimentalmente que un suelo contiene 0,1% de carbonato de calcio. ¿Cuántos kg de carbonato de calcio están contenidos en una tonelada (tn) de suelo?

100 tn. de suelo ——— 0,1 tn de CaCO_3

1 tn de suelo ——— $x = 1 \cdot 10^{-3}$ tn de $\text{CaCO}_3 = 1 \text{ Kg}$

1 tn = 1000 Kg.

$$1 \cdot 10^{-3} \text{ tn} = 1 \text{ Kg}$$

1 tonelada (tn) de suelo contiene $1 \cdot 10^{-3}$ tn de carbonato de calcio = 1 Kg de CaCO_3

Partes Por Millón (ppm)

Indica cuántas partes de un componente están contenidas en un millón de partes del sistema. Lo mismo que en el caso de la composición centesimal cuando se trabaja con ppm se debe mantener la homogeneidad de unidades o se deben utilizar unidades equivalentes.

Ejemplos: Una muestra de agua de un pozo contiene 4 ppm de nitratos. Esto mismo puede expresarse de distintas formas:

- 1.000.000 gramos de agua de pozo contienen 4 gramos de nitratos.
- 1.000.000 Kg de agua de pozo contiene 4 Kg de nitratos.

Además, se pueden utilizar múltiplos o submúltiplos de la relación anterior:

Dividiendo toda la última expresión por 2 se podría decir que: 500.000 Kg de agua de pozo contiene 2 Kg de nitratos.

Si se divide la segunda expresión por mil se tiene: 1.000 Kg de agua de pozo contiene 0,004 Kg de nitratos.

Pero 0,004 Kg es igual a 4 gramos \Rightarrow que podríamos decir que 1.000 Kg de agua contiene 4 gramos de nitratos.

También se puede dividir toda la expresión anterior por mil: en ese caso podríamos decir que 1 Kg de agua de pozo contiene 0,004 gramos de nitratos.

Lo anterior se puede expresar como: 1 Kg de agua de pozo contiene 4 mg de nitratos.

De lo anterior se comprende que, la composición de un sistema expresada en ppm es numéricamente igual a la composición expresada como miligramos del componente contenidos por cada kilogramo del sistema. Cuando se trata de componentes que se hallan en muy baja proporción en sistemas acuosos en donde la densidad del sistema tiende a un valor próximo a uno, entonces un Kg es igual a un litro, en consecuencia la expresión ppm es numéricamente igual a miligramos del componente por litro de disolución.

Veamos los siguientes ejemplos:

Ejemplo I- Se transcribe el texto tomado de Willian Masterton:

“Aun los oligoelementos de la atmósfera tienen efectos benéficos o perniciosos sobre el delicado equilibrio de la vida. Pequeñas cantidades de ozono a una altura de 30 Km absorben casi todas las radiaciones ultravioleta perjudiciales del sol. Por otra parte 0,2 ppm de ozono cerca de la superficie de la tierra bastan para fomentar las reacciones fotoquímicas a las que se debe la formación del humo-niebla o *smog*”.

De este ejemplo podemos deducir que; 0,2 ppm de ozono en el aire es igual a 0,2 mg de ozono por cada kilogramo de aire.

Ejemplo II- Se transcribe otro texto tomado de William Masterton:

“El agua que contiene 0,05 ppm de plomo es inadecuada para beber, pero es completamente satisfactoria para casi todos los usos industriales”.

0,05 ppm de plomo significa que un litro del agua considerada contiene 0,05 mg de plomo. Es decir: 0,05 ppm = 0,05 mg/L.

Partes Por Billón (ppb)

Indica cuántas partes de un componente están contenidas en mil millones (1.000.000.000) de partes del sistema. Esta expresión ppb se suele encontrar expresada como partes por mil millones.

Como hicimos para ppm se puede concluir que en el caso de ppb: la concentración expresada como ppb es numéricamente igual a la concentración expresada como microgramos (μg) del componente por kilogramo de sistema. También para el caso de soluciones acuosas diluidas de densidad cercana a uno la concentración en ppb es igual a la concentración expresada como microgramos de soluto contenidos en un litro de solución.

MOLARIDAD (M)

Se define como la cantidad de soluto expresada en moles contenidos en un litro de solución. Se representa con la letra **M**. Dentro de las formas de expresar concentración de soluciones, es la más utilizada en trabajos de laboratorio.

$$M = \frac{\text{Moles}_{\text{Solute}}}{\text{Volumen}_{\text{Solución}} \text{ (L)}}$$

$$n = \frac{\text{masa}}{M_m}$$

Donde:

n= moles de soluto

M_m= masa molar de soluto

MOLALIDAD (m)

Se define como la cantidad de moles de soluto contenidos por kilogramo de solvente.

Es la única medida de concentración que sólo tiene en cuenta la masa de disolvente.

Se representa con la letra **m**.

$$m = \frac{\text{Moles}_{\text{Soluto}}}{\text{Masa}_{\text{Solvente}} (\text{Kg})}$$

FRACCIÓN MOLAR (x)

Es la concentración de una disolución expresada como relación entre el número de moles de uno de los componentes y el número total de moles de la solución. Se representa con la letra **x**. Se puede calcular la fracción molar de cada componente que forma parte de la solución.

$$x_{\text{Soluto}} = \frac{\text{Moles}_{\text{Soluto}}}{\sum \text{Moles}_{\text{Solución}}}$$

Ejercitación Tema 7: “Fórmulas químicas y composición”

1. Encontrar la composición, en porcentaje en masa del agua.
2. Calcular el rendimiento de plata por tonelada en un mineral de cloruro de plata puro.
3. Cierta mineral de hierro contiene 88% de trióxido de dihierro. Calcular:
 - a) La cantidad de hierro presente en una tonelada de mineral.

- b) Qué masa de mineral se requiere para producir 10 toneladas de hierro si se pierde el 10 % de hierro al producirlo.
4. Se quiere fabricar vidrio común de composición $\text{NaO} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$ a partir de carbonato de sodio, carbonato de calcio y dióxido de silicio (arena). Suponiendo puras esas sustancias, calcular la cantidad de arena necesaria para fabricar 1 Kg de vidrio.
 5. Demostrar que $15 \text{ ppb} = 15 \mu\text{g}/\text{kg}$.
 6. Calcular cuántos miligramos de aflatoxina están contenidos en 300 gramos de un alimento que contiene 15 ppb de aflatoxina.
 7. Expresar en ppm:
 - a) 15 ppb
 - b) 0,03 g/Kg
 - c) $6 \mu\text{g}/\text{L}$
 8. El análisis de una muestra de agua arrojó el siguiente resultado: 45 ppm de cadmio. Indicar cuántos microgramos de cadmio están contenidos en un vaso de agua de 300 mL. Dato: Dado que se trata de una disolución acuosa extremadamente diluida se puede considerar la densidad del sistema igual a $1 \text{ g}/\text{cm}^3$.
 9. Calcular cuántos miligramos de aflatoxina están contenidos en 50 gramos de maní que contiene 100 ppb de aflatoxina.
 10. Una mezcla posee: 200 gramos de cloruro de sodio (NaCl) - 1 gramo de nitrato de sodio (NaNO_3) - 0,5 gramos de carbonato de calcio (CaCO_3).
 - a) Calcular el porcentaje de cada componente en la mezcla.
 - b) Calcular cuántos ppm de calcio posee la mezcla.
 11. a) Se prepara una disolución que contiene 6,9 gramos de carbonato ácido de sodio por 100 gramos de agua. ¿Cuál es el porcentaje de soluto en esta solución?
b) Una muestra de 2,5 gramos de agua freática contiene 5,4 microgramos de zinc. ¿Cuál es la concentración de Zn^{2+} expresada en ppm y en ppb?
 12. Una disolución blanqueadora comercial contiene 3% en masa de hipoclorito de sodio $\text{Na}(\text{ClO})$ ¿Cuál es la masa de $\text{Na}(\text{ClO})$ en un recipiente que contiene 2500 gramos de disolución acuosa blanqueadora? ¿Cuál es la masa de agua?
 13. ¿Cuántas ppm de oro existen en una mina de oro que contiene 5 gramos de oro por tonelada de mineral?
 14. Determine la concentración del catión Fe^{2+} , en una disolución acuosa que posee 0,515 gramos de Fe^{2+} por 1000 litros de solución, en ppb y en ppm.

15. ¿Cuál es la concentración de calcio expresada en ppm del agua que posee 0,412 gramos de calcio por litro.
16. Al analizar una muestra de agua, se comprobó que la misma poseía como impureza 45 ppm de cadmio, ¿cuántos gramos de cadmio estarán contenidos en un tanque de 500 litros? Dato: dado que se trata de una disolución acuosa extremadamente diluida se puede considerar la densidad = 1 g/mL.
17. a) Una disolución contiene 3,60 gramos de Na(OH), 9,26 g de Na₂CO₃ y 75,68 g de agua, hallar el porcentaje en masa de cada componente en la disolución.
b) Si se evapora toda el agua cual será la nueva composición centesimal del sistema?
18. Calcular el porcentaje de fósforo de cada uno de las siguientes sustancias:
 - a) PH₃
 - b) Ca(H₂P₂O₇)
19. Ordenar los siguientes compuestos según porcentaje creciente de nitrógeno: NH₄Cl - NH₃ - NaNO₃
20. Se determinó cadmio en muestras de suelo de la ciudad de Ann Arbor, y se encontró una concentración de 7 ppb. Calcular cuántos picogramos de cadmio están contenidos en un gramo de suelo. Expresar el resultado anterior en nanogramos, en microgramos y en miligramos.
21. Se determinó mercurio en peces del Lago Ness y se halló una concentración de 2 ppb. Calcular cuántos nanogramos de mercurio adquiere una persona cuando ingiere 200 gramos de estos pescados.
22. a) El magnesio es un elemento que se halla presente en la clorofila. La fórmula de la clorofila es la siguiente: C₅₅H₇₂N₄O₅Mg. Calcular el porcentaje de magnesio que posee la clorofila.
b) Sabiendo que un kilo de lechuga posee aproximadamente 2 gramos de magnesio, calcular cuántos gramos de magnesio se ingieren a través de 200 gramos de lechuga.
23. La urea CN₂H₄O y el cloruro de amonio (NH₄Cl) son fertilizantes nitrogenados. Calcular el porcentaje de nitrógeno en cada uno de ellos.
24. Expresar en ppm y en ppb la concentración de catión Mg²⁺, en una muestra de agua para consumo animal que posee 500 miligramos de Mg²⁺ por litro de agua.
25. a) Expresar en ppm y en ppb la concentración de catión Ca²⁺, en una muestra de agua para consumo animal que posee 0,600 gramos de Ca²⁺ por litro de agua.

b) Calcular cuantos litros de agua exenta de calcio se deben agregar a 200 litros de la muestra de agua antes citada para obtener una concentración de Ca^{2+} de 50 ppm. Dato: 1000 gramos de agua destilada = 1000 mL de agua destilada.

Tabla VIII: Tabla de conversiones de unidad de masa a gramos.

1 pg (picogramo)	10^{-12} g
1 ng (nanogramo)	10^{-9} g
1 μ g (nanogramo)	10^{-6} g
1 mg (nanogramo)	10^{-3} g
1 kg (kilogramo)	10^3 g
1 tn (tonelada)	10^6 g

TEMA 8: “Disoluciones”

Llamamos disolución a una mezcla homogénea de dos o más sustancias, donde las partículas de la fase dispersa tienen el tamaño de átomos o moléculas. El componente que está en mayor proporción se denomina disolvente o solvente. El componente o los componentes que se encuentran en menor proporción se denominan solutos. (Figura 17)

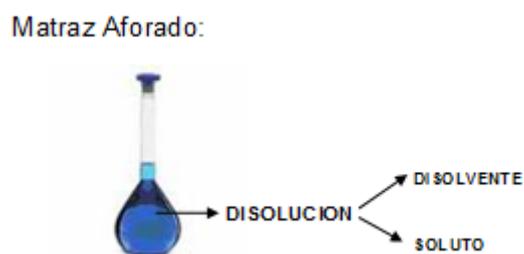


Figura 17: Matraz aforado con disolución (disolución) indicando componentes (solutos y solvente).

La concentración de una disolución está determinada por la relación entre la cantidad de soluto que contiene y la cantidad de disolvente o de disolución.

Formas de expresar concentración

La concentración de las soluciones puede expresarse de diversas formas entre ellas:

Porcentaje masa en masa (%m/m): Indica el número de gramos de soluto disuelto en 100 gramos de solución. Algunos autores lo llaman porcentaje peso en peso y lo representan mediante %P/P.

Por ejemplo una disolución de ácido clorhídrico 36 %m/m, tiene 36 gramos de tal ácido disueltos en 100 gramos de solución. Dicho de otra manera la disolución acuosa de ácido clorhídrico de concentración 36% m/m contiene 36 gramos de ácido disueltos en 64 gramos de agua.

Porcentaje masa en volumen (%m/V): Indica el número de gramos de soluto disueltos en 100 mL de la disolución. Algunos autores lo llaman porcentaje peso en volumen y lo representan mediante %P/V.

Por ejemplo una disolución de cloruro de sodio al 4 %m/V tiene 4 gramos de cloruro de sodio cada 100 mL de solución.

Gramos por litro (g/L): Indica el número de gramos de soluto disuelto en 1000 mL de disolución.

Por ejemplo una disolución acuosa de urea que contiene 0,03 gramos del soluto en 1000 mL de disolución, posee una concentración de 0,03 g/L.

SOLUBILIDAD

La solubilidad es la cantidad máxima de soluto que puede disolverse en una cantidad dada de disolvente, a presión y temperatura determinadas.

Las soluciones se clasifican en: (Figura 18)

- Soluciones no saturadas: decimos que una disolución es no saturada cuando su concentración es inferior a la de la disolución saturada en las mismas condiciones de temperatura y presión. Las disoluciones no saturadas se pueden subdividir en concentradas (si la masa de soluto es cercana al valor máximo de solubilidad) o bien diluidas (si dicha masa es mucho menor que el valor máximo).
- Soluciones saturadas: una disolución se encuentra saturada cuando se encuentra en equilibrio estable y dinámico con la cantidad máxima de soluto disuelto.
- Soluciones sobresaturadas: en este tipo de disoluciones su concentración supera a la concentración de la disolución saturada en las mismas condiciones de temperatura y presión. Son sistemas inestables y se observa el excedente del soluto como precipitado.



Figura 18: Tipos de disoluciones teniendo en cuenta su concentración.

La solubilidad es función de la temperatura y si el soluto es un gas la solubilidad además es función de la presión. La solubilidad de los gases en los líquidos aumenta con el aumento de la presión.

El siguiente ejemplo servirá para comprender que a una dada temperatura, la solubilidad de un gas en un líquido es directamente proporcional a la presión parcial del gas. Las bebidas gasificadas en general contienen el gas dióxido de carbono (CO_2) disuelto en un líquido, pensemos en el súbito desprendimiento de burbujas que se produce al destapar una gaseosa.

Otra propiedad física de las soluciones que se suele informar, además de la solubilidad, es la densidad. La densidad de la disoluciones la cantidad de masa en un determinado volumen de una sustancia; es decir la relación de la masa de un cuerpo y el volumen que ocupa en el espacio.

No se debe confundir densidad de la disolución con su concentración aunque en algunos casos se expresen en las mismas unidades.

Ejemplo I:

Una disolución contiene 40 gramos de sal común en 120 gramos de disolución acuosa. Indicar: a) Cuántos gramos de sal están contenidos en la disolución cada 100 gramos de agua. b) Expresar la concentración de la disolución en porcentaje masa en masa (% m/m)

Disolución = soluto + solvente

$$120 \text{ g} = 40 \text{ g} + \text{solvente} \Rightarrow \text{solvente} = 80 \text{ g}$$

a) 80 g agua ——— 40 g soluto

$$100 \text{ g agua} \text{ ——— } x = 50 \text{ g de soluto (cada 100 gramos de agua)}$$

b) 120 g de disolución ——— 40 g de soluto

$$100 \text{ g de disolución} \text{ ——— } x = 33,34 \text{ g de soluto (33,34 \%m/m)}$$

Ejemplo II

Una disolución de azúcar en agua es al 3 %m/m. Calcular cuántos miligramos de azúcar están contenidos en 20 gramos de solución.

100 g de disolución — 3 g de azúcar

20 g de disolución — $x = 0,6$ g de azúcar (600 mg de azúcar)

Ejemplo III. Una disolución de sulfato de cobre en agua posee 10 gramos de sal cada 1100 cm^3 de solución. Expresar la concentración en porcentaje masa en volumen (%m/V).

1100 cm^3 de disolución — 10 gramos de sal

100 cm^3 de disolución — $x = 0,91$ gramos de sal (0,91 %m/V)

PUREZA

Al preparar soluciones no siempre se cuenta con materiales puros, por lo tanto debemos conocer el porcentaje de pureza de dicho material para preparar correctamente las soluciones. Es decir, pesar o medir la cantidad exacta de material para obtener la disolución de concentración requerida.

Ejemplo IV:

Si tenemos 25 Kg de Na(OH) al 99% de pureza, significa que en 100 Kg de material sólo 99 Kg son de Na(OH), el resto es impureza. Por lo tanto, en este caso:

100 Kg material — 99 Kg de Na(OH) puro

25 Kg material — $x = 24,75$ Kg de Na(OH) puro

Ejercitación Tema 8: “Disoluciones” (primera parte)

1. ¿Qué cantidad de cloruro de sodio está contenido en 40 gramos de disolución de concentración 12 %m/m?
2. ¿Que masa de disolución puede prepararse con 30 gramos de sal para que la disolución resultante sea 6 %m/m?
3. Una disolución acuosa contiene 3,6 g de hidróxido de sodio; 9,26 g de carbonato de sodio y 75,68 g de agua. Hallar el porcentaje en masa de cada componente en la solución.
4. ¿Cuántos gramos de disolución acuosa de cloruro de sodio al 5% m/m, son necesarios para obtener 3,2 gramos de cloruro de sodio puro?

5. ¿Qué masa de cloruro de sodio está contenida en tres litros de disolución acuosa de concentración 8 %m/V?
6. Expresar la concentración del problema anterior en g/L.
7. ¿Cómo se procede en el laboratorio para preparar 250 mL de una disolución acuosa 4%*m/V* de cloruro de potasio?
8. ¿Cuántos mililitros de disolución 4 %*m/V* se pueden preparar con 5 gramos de carbonato de sodio?
9. Se pesan 25 gramos de fosfato de sodio se le agrega agua hasta 400 mL. Calcular la concentración de la disolución en %*m/V* y en g/L.
10. a) Una disolución de ácido sulfúrico posee una densidad de 1,84 gramos por mL y su concentración es 98% *m/m*. Expresar su concentración en %*m/V* y en g/L.
- b) A 0,8 gramos de sulfato cúprico se le agrega agua hasta completar 10 mL de disolución cuya densidad es 1,05 g/mL. Calcular la concentración de la disolución y expresarla en %*m/m*; en %*m/V* y en g/L.
11. ¿Cuál de las siguientes soluciones de hidróxido de potasio es más concentrada?
- a) Disolución acuosa de hidróxido de potasio 6% *m/m* y densidad 1,04 g/mL
- b) Disolución acuosa de hidróxido de potasio 8% *m/m*
12. A 10 mL de disolución de cloruro de potasio 2,5% *m/m* y densidad 1,04 g/mL se le agrega agua hasta completar un volumen de disolución de 100 mL. Calcular la concentración de la disolución diluida y expresarla en % *m/V*.
13. ¿Cómo se procede en el laboratorio para diluir al cuarto 200 mL de disolución acuosa de ácido clorhídrico de concentración 90% *m/m* y densidad 1,80 g/mL? ¿Cuál será expresada en % *m/V* la concentración de la disolución diluida?
14. Explicar citando ejemplos de que depende la solubilidad de los solutos sólidos en los líquidos.
15. ¿Qué cantidad expresada en gramos de KCl está contenida en 40 gramos de disolución de concentración 12 % en masa?

16. ¿Cuántos gramos de disolución al 5 % en masa de NaCl se necesitarán para tener 3,20 g de NaCl?
17. Calcular que masa de K(OH) debe pesar para preparar 1500 mL de disolución de concentración 4 % m/V.
18. ¿Cuál será la densidad de una disolución acuosa cuya concentración es 10% m/V y 8,33% m/m?
19. ¿Cuántos gramos de urea hay que pesar para preparar 500 mL de una disolución 10 % m/V?
20. ¿Cuántos mililitros de disolución 10% m/V se pueden preparar con 30 gramos del soluto?
21. ¿Cómo se procede en el laboratorio para preparar 40 gramos de disolución de cloruro de potasio de concentración 12 % m/m?
22. ¿Qué masa de disolución puede prepararse con 30 gramos de sal para que la disolución resultante sea 6 % m/m?
23. Expresar la concentración de una disolución acuosa de ácido clorhídrico en % m/V y en g/L sabiendo que se trata de una disolución 36 % m/m y densidad = 1,18 g/mL.
24. ¿Qué disolución de ácido sulfúrico es más concentrada: una al 80 % m/m (densidad 1,70 g/mL) u otra de 700 g/L?
25. Una disolución de ácido nítrico es 30 % m/V; si a 20 mL de esta disolución se le agrega agua hasta 100 mL se obtiene una nueva solución.
- a) Averiguar la concentración de la nueva disolución y expresarla en g/L
- b) ¿Cuál ha sido la dilución efectuada?
26. a) ¿Cómo se procede para preparar 100 mL de una disolución de Na(OH) de concentración 40 g/L?
- b) ¿Cómo se procede para diluir al cuarto (1+3) la disolución anterior? ¿Qué volumen de disolución se obtiene?

27. El membrete de un bidón de 5 litros de un herbicida, cuyo principio activo tiene una concentración igual a 10 % m/V, aconseja que por cada litro del concentrado, se le debe agregar 5 litros de agua.

a) ¿Cuál será la concentración de la disolución preparada según el instructivo?

b) ¿Cuántos litros de disolución diluida podrán prepararse con el bidón de 5 litros?

28. En un establecimiento agropecuario, el agua para consumo debe ser tratada con hipoclorito de sodio a razón de 3 gotas por litro. Si la concentración de la disolución madre es de 40 % m/V; ¿qué cantidad de gramos de hipoclorito de sodio se le agrega a un tanque de 400 litros? Dato: 1 gota = 0,05 mL.

29. A 0,25 mL de una disolución de cloruro de sodio 20 % m/V se le agrega agua hasta 100 mL. Indicar a) ¿Qué dilución se ha efectuado?; b) ¿Cuál es la concentración de cloruro de sodio en la disolución hija expresada en % m/V y en gramos por litro?; c) De la dilución anterior se toma un mililitro y se le agrega agua hasta 10 mL. Indicar cuál es la concentración final de cloruro de sodio expresada en mg/L y en ppb y cuál es la dilución efectuada respecto de la dilución original.

30. Una disolución de ácido Sulfúrico es 40 %m/V; si a 2 mL de esta disolución se le agrega agua hasta 1 litro se obtiene una nueva solución.

a) Averiguar la concentración de la nueva disolución y expresarla en: g/L, %m/V, ppm, ppb.

b) ¿Cuál ha sido la dilución efectuada?

31. Se tiene una disolución de ácido sulfúrico de concentración 98 %m/m y densidad 1,84 gramos por mL. Se desea preparar 100 mL de una disolución de concentración 9,8 %m/V. ¿Qué volumen de la disolución inicial se debe tomar? ¿Cuántos mL de agua se deben agregar?

¿Qué precaución se debe tomar al preparar soluciones de ácido sulfúrico, en la práctica?

32. ¿Qué masa de soluto debe pesarse para preparar 60 mL de una disolución acuosa que contenga 0,03 g de AgNO_3 por mL de solución?

33. ¿Qué masa de NaNO_3 debe pesarse para preparar 50 mL de una disolución acuosa que contenga 70 g de ion sodio (Na^+) por litro de solución.

34. ¿Qué masa de CaCl_2 está contenida en 3 litros de disolución acuosa de concentración 8 %m/V?
35. Partiendo de un mL de una disolución de catión férrico al 9% m/V, realizar diluciones con agua de modo de obtener un mL disolución 1,125 %m/V. En todos los pasos indicar que volumen de la disolución se toma y cuánto de agua se agrega. ¿Cuál ha sido la dilución efectuada?
36. ¿Qué masa expresada en gramos debe utilizarse para preparar 250 mL de una disolución de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ de concentración 2 gramos por decilitro (dL). Expresar la concentración en %m/V.
37. Se disuelven 10 gramos de cloruro de potasio en agua hasta obtener 40 mL de disolución. ¿Cuál es la concentración en %m/V, gramos por litro de la disolución final.
38. Se dispone de 125 gramos de $\text{Na}_2(\text{SO}_4)$ ¿Cuántos litros de disolución de concentración 5 g/L pueden prepararse?
39. ¿Cuántos gramos de nitrato de sodio se necesitan para preparar 300 g de disolución acuosa al 2% m/m?
40. Una masa de 55 gramos de nitrato de calcio se encuentra disuelta en 500 gramos de disolución acuosa. ¿Qué concentración expresada en % m/m posee dicha solución?
41. ¿Cuál es la concentración %m/V de una disolución de HCl al 24% m/m y cuya densidad es 1,12 g/mL?
42. ¿Cuál es el % m/m de una disolución de NH_4OH al 13,5% m/V si la densidad es 0,9 g/mL?
43. Calcule la densidad de una disolución acuosa de ácido sulfúrico al 70% m/m y 98% m/V.
44. Se necesitan 8 gramos de ácido sulfúrico. ¿Qué volumen de una disolución comercial al 98% m/m y densidad 1,84 g/mL deben medirse?
45. a) Se pesan 14 gramos de hidróxido de sodio 80% de pureza y se le agrega agua hasta completar 1000 mL de solución. ¿Cuál es la concentración de la disolución expresada en gramos por litro y en %m/V?

b) Si se desea preparar 250 mL de hidróxido de sodio 7% m/V ¿Cuántos gramos de hidróxido de sodio se deberán tomar partiendo de una droga de 80% de pureza?

46. Se pesan 30 gramos de nitrato de sodio de 90% de pureza se agrega agua hasta 500 mL y se observa que todo el soluto se disuelve. Expresar la concentración de la disolución formada en % m/V y en gramos por litro.

47. En un laboratorio se tienen que preparar 5 litros de disolución de “Bicarbonato de Sodio” (NaHCO_3), con una concentración igual a 15 % m/V; si el material de que se dispone posee una pureza del 75%, ¿cuántos gramos de ese material deberá pesarse?

48. Se pesan 450 gramos de un material que contiene 70% de nitrito de sodio y se le agrega agua hasta completar un litro de solución.

a) Averiguar la concentración de Nitrito de sodio en la disolución expresándola en % m/V y en g/L.

b) Si se desea preparar 500 mL de una disolución de nitrito de sodio de concentración 12% m/V. ¿Cuántos gramos de ese material deberán pesarse?

49. ¿Qué masa de cloruro de calcio de 90% de pureza debe pesarse para preparar 300 mL de una disolución acuosa de concentración 12% m/V?

50. Sabiendo que la solubilidad del cloruro sodio en disolución acuosa es 25,93% m/m calcular cuántos gramos de cloruro de sodio de 97% de pureza son necesarios para preparar un litro de disolución saturada. Dato: Densidad de la disolución saturada: 1,2 g/mL

51. Explicar claramente cómo se procede en el laboratorio para preparar 500 mL de DDT al 3% m/V partiendo de droga sólida de 90% de pureza. Dato: Dado que el compuesto DDT es apolar se lo debe disolver en solventes orgánicos, por ejemplo hexano.

52. Una disolución contiene 116 g de acetona (CH_3COCH_3), 138 g de alcohol etílico $\text{C}_2\text{H}_5(\text{OH})$ y 126 g de agua, ¿cuál es la concentración de la disolución expresada en fracciones molares?

53. ¿Cuántos gramos de $\text{K}(\text{OH})$ deben pesarse para preparar 25 mL de disolución 0,5 “molar”?

54. Calcular la "molaridad" de una disolución de KMnO_4 cuya concentración es 5,40 %m/m y densidad 1,03 g/mL.
55. ¿Cuál es la molaridad de una disolución que tiene 16 g CH_3OH en 200 mL solución?
56. ¿Cómo procedería para diluir: a) Una disolución de NaCl acuosa al medio, b) al tercio, c) al cuarto, d) al décimo.
57. A 20 mL de disolución 0,1 M de ácido sulfúrico se le agregan 180 mL de H_2O a) Indicar cual ha sido la dilución efectuada b) Calcular la concentración de la disolución diluida (se la suele llamar disolución hija).
58. a) Cuántos mililitros de disolución 0,20 M de HCl se deben tomar para preparar 100 mL de disolución 0,05 M. b) ¿Cuál ha sido la dilución efectuada? c) ¿Cuántos mililitros de agua se deben agregar?
59. ¿Cuántos mililitros de agua se deben agregar a 250 mL de una disolución para diluirla al cuarto?
60. Se disuelven 4 gramos de NaCl en 50 mL de agua. Calcular la "molaridad" de la solución.
61. a) Se tiene una disolución 0,4 M de HCl : Cómo se procede para realizar una dilución al cuarto y tener un volumen final de 200 mL.
62. Indicar cuál de las siguientes soluciones de ácido H_3PO_4 es más diluida:
a) 0,2 M; b) 4 % m/V
- 63.Cuál es la "molalidad" de una disolución acuosa de cloruro de sodio que contiene 0,2 moles disueltos en 10 Kg de disolvente?
64. ¿Cuál es la "molalidad" de una disolución acuosa que contiene 16,34 gramos de nitrato de calcio disueltos en dos kilogramos de disolvente agua?
65. A 6 gramos de urea (CON_2H_4) se le agrega un litro de agua. Sabiendo que la densidad del agua es 1 g/mL, calcular la molalidad de la disolución acuosa de urea.
66. ¿Cuál es la molaridad de una disolución que contiene 3,15 gramos de ácido nítrico disueltos en 200 mL de disolución?

67. Calcular la molaridad de una disolución de ácido sulfúrico de densidad 1,198 g/mL que contiene 27% m/m de dicho ácido.

68. Se disuelven 3,55 gramos de sulfato de sodio con cantidad de agua suficiente para formar 400 mL de disolución. ¿Cuántos milimoles de soluto por mL contiene la disolución así preparada?

69. Describa como prepararía 500 mL de una disolución 1,75 M de ácido nítrico a partir de una disolución 8,61 M de ácido nítrico.

70. Determinar la fracción molar de una sustancia en una disolución que contiene 36 gramos de agua y 46 gramos de glicerina ($C_3H_5(OH)_3$).

71. Se tiene una disolución de ácido nítrico 15 M, a) ¿Cómo debe procederse para preparar 100 mL de disolución 3 M. b) ¿Qué dilución se debió efectuar?

72. Se dispone de una disolución acuosa de $HgCl_2$ 0,1M y se necesita realizar una dilución 1:10 y obtener un volumen final de 200 mL. Explique: a) ¿Cómo procede prácticamente? b) ¿Cuál es la concentración molar de la disolución hija?

73. Se necesita preparar 200 mL de una disolución con los siguientes solutos en las siguientes concentraciones: 0,01 M Ca^{2+} ; 0,05 M Hg^{2+} ; 0,1 M Cd^{2+} .

Se dispone de las siguientes soluciones madre:

Ca^{2+} 0,25 M; Hg^{2+} 0,25 M; Cd^{2+} 0,25 M

Explicar cómo se procede prácticamente para preparar la citada solución, es decir, indicar cuántos mL de cada disolución madre se deben tomar y cuántos mL de agua se deben agregar.

74. Hasta que volumen final debe diluirse 100 mL de disolución de nitrato de plata de concentración 40 mg/mL para obtener una disolución de nitrato de plata de concentración 16 mg/mL.

75. En que cuantía hay que diluir una disolución de $BaCl_2$ 0,5 M para obtener otra de concentración 20 mg de Ba^{2+} /mL.

76. ¿Cuántos gramos de Na^+ están contenidos en 25 gramos de sulfato de sodio?

77. Calcular la molaridad del etanol $C_2H_5(OH)$ en una disolución que contiene 2,3 g de etanol en 3,5 L de solución.

78. ¿Cómo prepararía en el laboratorio 2 L de BaCl_2 0,108 M partiendo de $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ sólido?

79. ¿Cómo prepararía 500 mL de una disolución de Cl^- 0,074 M a partir de $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$?

80. ¿Cuál es la M de los iones K^+ en una disolución acuosa que contiene 63,3 ppm de $\text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$?

81. El agua de mar contiene en promedio 108 ppm de Na^+ y 270 ppm de SO_4^{2-} . Calcular: la molaridad del Na^+ y del sulfato.

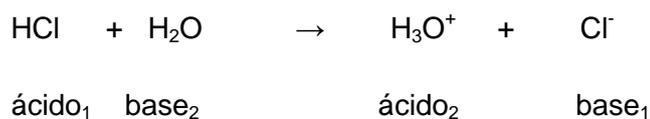
82. ¿Cuántos gramos de nitrato de calcio 75% de pureza se deben pesar para preparar 500 mL de disolución 0,1 M?

83. Se pesan 35 g de hidróxido de potasio sólido de 75% de pureza y se le agrega agua hasta completar 1000 mL de solución. ¿Cuál es la concentración de la disolución expresada en g/L, % m/V y M?

Tema 9: “Ácidos y bases”

Mucho de los procesos más importantes de los sistemas químicos y biológicos son reacciones ácido-base en disolución acuosa. Definimos un **ácido** de Brønsted como una sustancia que puede ceder un protón. Mientras que decimos que una **base** de Brønsted es toda aquella sustancia capaz de aceptar un protón. Si bien existen otras definiciones de ácido y base, en general, esta es la más adecuada debido a que permite analizar las propiedades y las reacciones ácido-base.

Una extensión de estas definiciones es el concepto de par conjugado. Un **par conjugado** son dos sustancias que difieren entre sí en un protón (H^+). Entonces, todo ácido posee una base conjugada cuando pierde un H^+ y a la inversa toda base posee su ácido conjugado cuando gana un H^+ . Por ejemplo, el ion cloruro (Cl^-) es la base conjugada que se forma a partir del ácido HCl , y H_2O es la base conjugada a partir del ácido H_3O^+ (ion hidronio).



Los subíndices 1 y 2 identifican los dos pares conjugados ácido-base.

La definición de Brønsted también permite clasificar al amoníaco (NH_3) como una base, debido a su capacidad para aceptar un protón.



En este caso, NH_4^+ es el ácido conjugado de la base NH_3 y el ion OH^- es la base conjugada del ácido H_2O .

Como podemos observar, dentro de las propiedades especiales que presenta el agua se encuentra la capacidad para actuar como ácido o como base. Entonces, se comporta como un ácido cuando está frente a bases y como base cuando está frente a ácidos. El agua pura, no contiene electrolitos disueltos, es un mal conductor de la electricidad por eso se dice que es un electrolito débil. Definimos **electrolito** a toda aquella sustancia que al disolverse en agua presenta la capacidad de disociarse, esto da lugar a la formación de iones que son los que le dan a la disolución la capacidad de conducir la electricidad.

En disolución acuosa se puede representar el protón como H^+ o como H_3O^+ . La fórmula H^+ es más práctica para cálculos que incluyen concentraciones de iones hidrógenos.

Puesto que las concentraciones de los iones H^+ y OH^- en disoluciones acuosas con frecuencia son números muy pequeños y, como es difícil trabajar con ellos, Sørensen propuso, una medida más practica denominada pH. El **pH** de una disolución se define como el logaritmo negativo de la concentración del ion hidrogeno (expresada en M).

$$pH = -\log [H_3O^+] \text{ o}$$

$$pH = -\log [H^+]$$

El pH de una disolución es una cantidad adimensional.

Con el logaritmo negativo de la concentración de iones hidroxilos de una disolución se obtiene una escala de pOH, análoga a la del pH. Así, definimos el pOH como;

$$pOH = -\log [OH^-]$$

A partir de las definiciones del pH y del pOH, obtenemos que;

$$pH + pOH = 14$$

Esta ecuación deriva del producto iónico del agua ($K_w = [H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$) que será desarrollado en detalle durante la cursada de la asignatura.

Debido a que el pH solo es una manera de expresar la concentración del ion hidrogeno, las disoluciones ácidas y básicas a 25 °C se identifican por sus valores de pH, como sigue:

- Disoluciones ácidas: $[H^+] > 1.0 \times 10^{-7} \text{ M}$, $pH < 7$
- Disoluciones básicas: $[H^+] < 1.0 \times 10^{-7} \text{ M}$, $pH > 7$
- Disoluciones neutras: $[H^+] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ M}$, $pH = 7$

Observe que el pH de una disolución aumenta a medida que disminuye la $[H^+]$.

En la figura 19 se muestran valores de pH de compuestos que forman parte de la vida cotidiana.

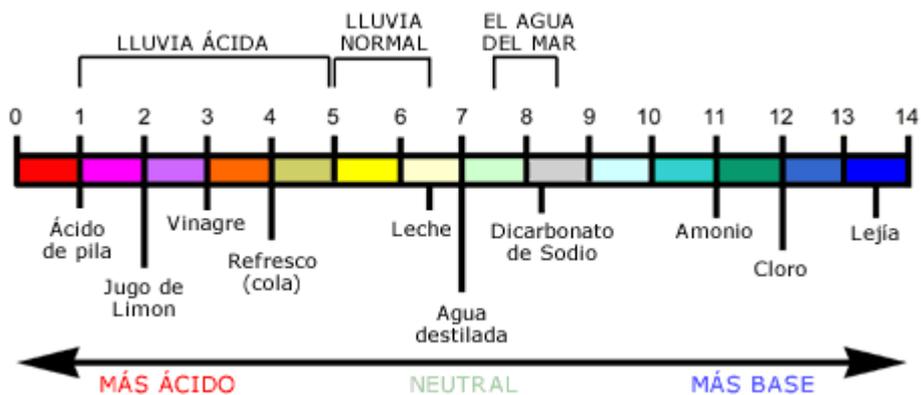


Figura 19: Escala de pH de compuestos que forman parte de la vida diaria.

Es probable que algunas veces se nos indique el valor del pH de una disolución y se nos pida calcular la concentración del ion H^+ . En este caso necesitamos obtener el antilogaritmo, según la ecuación que sigue:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} \text{ ó}$$

$$[H^+] = 10^{-pH} \Rightarrow [OH^-] = 10^{-pOH}$$

Tipo de ácidos y bases:

Los ácidos pueden clasificarse según su grado de ionización o su fuerza como electrolitos. Los ácidos fuertes son electrolitos que se ionizan completamente en el agua. Sin embargo, la mayor parte de los ácidos son ácidos débiles, los cuales se ionizan sólo parcialmente en el agua.

De igual manera las bases fuertes son electrolitos fuertes que se ionizan completamente en agua y las bases débiles son electrolitos débiles. La mayoría de las bases son fuertes.

Clasificación de ácidos y bases según la fuerza de ácido-base

<u>Ácidos Fuertes</u>	<u>Fórmulas</u>	<u>Ácidos Débiles</u>	<u>Fórmulas</u>
Ac. Sulfúrico	H_2SO_4	Ác. Sulfhídrico	H_2S
Ac. Nítrico	HNO_3	Ác. Nitroso	HNO_2
Ac. Clorhídrico	HCl	Ác. Cianhídrico	HCN
Ac. Bromhídrico	HBr	Ác. Fluorhídrico	HF

Ác. Iodhídrico	HI	Ác. Acético	HAc (CH ₃ COOH)
Ác. Perclórico	HClO ₄	Ác. Fosfórico	H ₃ PO ₄
		Ác. Carbónico	H ₂ CO ₃
		Ác. Hipocloroso	HClO
		Ác. Sulfuroso	H ₂ SO ₃

Bases Fuertes	Fórmulas	Bases Débiles	Fórmulas
Hidróxido de Litio	Li (OH)	Hidróxido de Amonio	NH ₄ (OH)
Hidróxido de sodio	Na (OH)	Hidróxido de Aluminio	Al (OH) ₃
Hidróxido de potasio	K (OH)	Hidróxido de Zinc	Zn (OH) ₂
Hidróxido de calcio	Ca (OH) ₂		
Hidróxido de estroncio	Sr (OH) ₂		
Hidróxido de bario	Ba (OH) ₂		
Hidróxido de magnesio	Mg (OH) ₂		

Ejercitación Tema 9: “Ácido-Base”

1. Calcular la concentración de iones oxhidrilos de una naranja que contiene una concentración de iones hidronio de $3,16 \times 10^{-4}$ M.
2. Calcular el pH de una bebida que contiene una concentración de iones hidronio de $3,16 \times 10^{-4}$ M.
3. La sangre generalmente tiene una concentración de $3,98 \times 10^{-8}$ de iones hidronio. Calcular el pH de la sangre.
4. Una disolución acuosa de amoníaco contiene 0,0025 mol/L de iones oxhidrilos. Calcular la concentración de iones hidronio.
5. La concentración de iones hidronio en una botella de vino de mesa es de $3,2 \times 10^{-4}$ mol/L. Calcular el pH del vino.

6. Una disolución acuosa de ácido clorhídrico tiene un pH de 2,8. Calcular la concentración de hidronio.

7. Completar el siguiente cuadro:

Solución	[M]	[H ₃ O ⁺]	[OH ⁻]	pH	pOH
HNO ₃	2 x 10 ⁻² M				
HCl				2,2	
Na(OH)			3,25 x 10 ⁻⁴		
K(OH)					3