



**TECNOLÓGICO DE ESTUDIOS SUPERIORES DE ECATEPEC**  
**DIVISIÓN DE INGENIERÍA QUÍMICA Y BIOQUÍMICA**

**QUÍMICA**  
**Curso Propedéutico**

**MATERIAL-DE APOYO PARA EL CURSO PROPEDÉUTICO.**

## Química.

<b>Tema</b>	<b>Pag.</b>
Conceptos básicos	2
La Teoría Atómica	4
Elementos y compuestos	7
Tabla periódica	10
Teorema de Dalton y leyes de las combinaciones químicas	11
Enlaces Atómicos	12
Nomenclatura de los compuestos inorgánicos s	15
Iones comunes	20
Ecuaciones Químicas	22
Mol. Número de Avogadro y Masa Molar	29
Balanceo de Ecuaciones	32
Estequiometría	35
Interpretación Molar de las Ecuaciones Químicas	36
El factor de Conversión un Método de cálculo	37
El concepto de pH, pOH y pK	39
La Escala de pH	40
Bibliografía	41

**CONCEPTOS BÁSICOS.**

**QUÍMICA.** Es la ciencia que estudia la estructura y el comportamiento de la materia que nos rodea.

**MATERIA.** Es cualquier cosa que ocupa un lugar en el espacio y posee masa.

**FUERZA.** Es una acción que puede causar algún efecto. Al aplicarse una fuerza a un objeto puede lograr que este se acelere, es decir, cambie de velocidad o deje de estar en reposo.

**ENERGÍA.** Es la capacidad para realizar un trabajo.

**SISTEMA INTERNACIONAL DE, UNIDADES.**

Para poder medir las cantidades físicas, como la masa, longitud, tiempo, etc. Se ha implementado un sistema de medidas que se utiliza en todo el mundo, es sistema es el sistema internacional de unidades (SI), cuyas unidades básicas se listan a continuación.

**UNIDADES BÁSICAS DEL SI**

CANTIDAD	UNIDAD	ABREVIATURA
Longitud	Metro	m
Masa	Kilogramo	Kg
Tiempo	Segundo	s
Temperatura	Kelvin	K
Cantidad de sustancia	Mol	Mol
Intensidad de sustancia	Amper	A
Intensidad luminosa	Candela	Cd

A partir de estas unidades se definen todas las unidades derivadas.

A demás existen algunos otros sistemas de unidades que representan las cantidades básicas y las derivadas como son el inglés, el C.G.S y otros.

PREFIJOS MÉTRICOS	PREFIJO	SÍMBOLO	VECES EN LA UNIDAD BÁSICA
Tera		T	$10^{12}$
Giga		G	$10^9$
Mega		M	$10^6$
Kilo		K	$10^3$
Hecto		H	$10^2$
Deca		D	$10^1$
Deci		d	$10^{-1}$
Centi		c	$10^{-2}$
Mili		m	$10^{-3}$
Micro		$\mu$	$10^{-6}$
Nano		n	$10^{-9}$
Pico		p	$10^{-12}$
Femto		f	$10^{-15}$
Ato		a	$10^{-18}$

## EJERCICIOS.

1. ¿Qué unidades básicas son las apropiadas para expresar las cantidades siguientes:
  - a) El diámetro de la tierra.
  - b) El área de la superficie de una pelota de tenis.
  - c) El volumen de gasolina en un tanque.
  - d) La masa de un ladrillo
  - e) La velocidad de la luz
  - f) La temperatura del aire
  
2. ¿Qué unidades del SI básicas son apropiadas para expresar lo siguiente:
  - a) millas
  - b) cuartos de galón
  - c) pulgadas cuadradas
  - d) onzas
  - e) libras
  - f) días
  
3. ¿Qué potencia decimal representan las siguientes abreviaturas?
  - a)  $\mu$
  - b) m
  - c) M
  - d) K
  - e) d
  - f) n
  - g) p
  - h) c
  
4. Utilice las abreviaturas adecuadas para sustituir la potencia decimal en cada uno de los siguientes:
  - a)  $3.4 \times 10^{-12}$  m
  - b)  $7.8 \times 10^{-6}$  ml
  - c)  $7.23 \times 10^3$  g
  - d)  $5.8 \times 10^{-6}$  m<sup>3</sup>
  - e)  $3.45 \times 10^{-3}$  mol
  
5. El agua tiene una densidad de 1g/ml o sea 1g/cm<sup>3</sup>. ¿Cuál es la masa de 338 dl de agua?
  
6. Un cubo de plástico de  $1.2 \times 10^{-5}$  km por lado pesa 1.lg. ¿Cuál es la densidad material?
  
7. Haga las conversiones de temperaturas siguientes:
  - a) 25.4K a °C.
  - b) 3.6°C a °F.,
  - c) 12K a °F

## ANÁLISIS DIMENSIONAL.

1. Efectúe las conversiones siguientes:

a) 5.0 pie a m; b) 2.55 gal a ml, c) 3.00 días a s; d) 66.2 pie<sup>3</sup> a cm<sup>3</sup>; e) 55 mi/h, a km/h. f) 25.2 mi/gal a km/l.

2. La densidad del aire a presión atmosférica ordinaria y a 25°C es 1.19 g/l; ¿Cuál es la masa en kilogramos, del aire de un cuarto que mide 8.2 x 2.75 m?

3. La concentración máxima permisible de monóxido de carbono en el aire urbano en el aire urbano es de 10 mg/m<sup>3</sup> durante un periodo de 8 h. A este nivel. ¿Qué masa de monóxido de carbono se encuentra en una habitación que mide 8 x 12 x 20 pies?

4. Actualmente el oro se vende a \$380 dólares la onza, ¿Cuántos gramos de oro puede comprar con \$10,000 dólares?

5. Una libra de café en grano produce 50 tazas (1 taza = 100 ml) ¿Cuántos mililitros se pueden obtener de 1 g de grano de café?

6. Un tubo de vidrio de 15.0 cm de largo se llena con etanol, La masa de etanol que se necesita para llenar el tubo es de 9.64 g. Calcule el diámetro interno del tubo en centímetros. La densidad del etanol es 0.789 g/ml.



## LA TEORÍA ATÓMICA

Los átomos son los bloques fundamentales de construcción de la materia. Son las unidades más pequeñas de un elemento que se puede combinar con otros elementos en una reacción química.

Platón y Aristóteles, consideraron que la materia era divisible indefinidamente. Quien no estuvo de acuerdo con este punto de vista fue Demócrito (460-370 a.c). El argumentó que la materia está compuesta de pequeñas partículas 'indivisibles' llamadas átomos, que significa "indivisible".

John Dalton propuso una teoría o modelo de la naturaleza submicroscópica de la materia.

Se le llamó Teoría Atómica y establece lo siguiente:

1. Los elementos están constituidos por pequeñas partículas fundamentales de la materia llamados átomos.
2. Átomos del mismo elemento son iguales entre sí, pero diferentes de los átomos que constituyen los otros elementos.
3. Los átomos se combinan con otros para formar compuestos.

La teoría Atómica 'sirvió de base al desarrollo de la química y es una de sus ideas fundamentales.

## PESO ATÓMICO.

El peso atómico es la masa promedio de un átomo de un elemento que se determina tomando en cuenta la contribución de cada isótopo natural. Los átomos son partículas tan pequeñas que no es conveniente o útil expresar los pesos atómicos en gramos. Se emplea una unidad de masa especial de masa llamada: Unidad de Masa Atómica (UMA), como unidad para pesos atómicos.

## NÚMERO ATÓMICO

El número atómico (Z) es un número entero, y es la carga positiva del núcleo atómico, es decir, es el número de protones del núcleo de un átomo que es una propiedad fundamental del elemento.

El número atómico representa.

Número de protones en el núcleo

Número de electrones de un átomo eléctricamente neutro.

Número de orden en la tabla periódica.

## NÚMERO DE MASA.

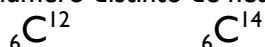
El número de masa (A). Se encuentra sumando los números de protones y neutrones en un átomo.

Cuando un símbolo de un elemento se encuentra fuera de la tabla. El número atómico se escribe como subíndice y el número de masa como superíndice.



## ISÓTOPOS

Los isótopos son átomos del mismo elemento debido a que tiene el mismo número atómico, pero tiene diferente número de masa por tener un número distinto de neutrones. Por ejemplo:



## EJERCICIOS

I. Diga el símbolo químico de cada uno de los elementos siguientes:

- a) boro,
- b) litio,
- c) cromo,
- d) fósforo,
- e) potasio,
- f) plata,
- g) tungsteno,
- h) antimonio.

2 Identifique los elementos químicos representados por los símbolos siguientes:

SÍMBOLO	NOMBRE DEL ELEMENTO
Si	
Be	
F	
Na	
Hf	
Au	
Ar	
As	

3, Los elementos más importantes que componen los alimentos que tomamos tienen los siguientes símbolos: C, H, O, N, P, S, Ca, K, Cl, Na, Mg y Fe. Dé el nombre de estos elementos.

4. ¿Cuántos protones y electrones hay en los átomos siguientes?

Símbolo	Núm. Electrones	Núm. protones	Núm. neutrones
$16^{\circ}$			
$234^{\text{Th}}$			
$112^{\text{Cd}}$			
$127^{\text{Te}}$			
$119^{\text{Sn}}$			
$51^{\text{V}}$			

5. El isótopo de uranio utilizado para generar energía nuclear tiene 143, neutrones en su núcleo. ¿Cuáles son los símbolos químicos completos, tanto superíndice como subíndice para estos isótopos del uranio?

6. Llene los espacios vacíos del cuadro siguiente:

Símbolo	$170_8$	$232^{\text{Th}}_{90}$			
Protones			27		
Neutrones				56	53
Electrones					42
Núm. De masa			60	10	

7 Llene los espacios vacíos del siguiente cuadro.

Símbolo	$^{115}_{35}\text{Br}$	$^{137}_{56}\text{Ba}$			
Protones			40		
Neutrones			51	29	126
Electrones					83
Núm. De masa				53	



## ELEMENTOS Y COMPUESTOS.

Las sustancias puras tienen una composición constante, invariable. Podemos clasificar las sustancias como elementos o como compuestos. **Elementos** son sustancias que no se pueden descomponer en sustancias más simples por medios químicos. Los, **compuestos**, en cambio se pueden descomponer por medios químicos en dos o más elementos. Los compuestos son sustancias formadas por dos o más elementos unidos químicamente en proporciones definidas de masa.

Las **moléculas** están compuestas por la combinación de átomos ligados entre sí en forma estrecha. Cuando los elementos existen en forma molecular, contienen solo un tipo de átomos. Existen moléculas de elementos como las siguientes: monoatómicas (Br, Y), diatómicas ( $\text{H}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{O}_2$ ) Triatómicas ( $\text{O}_3$ ); tetraatómicas ( $\text{P}_4$ ); etc. Las moléculas de los compuestos contiene más de un tipo de átomos, por ejemplo: HCl,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , etc.

**ION.-** Átomo o grupo de átomos con carga eléctrica positiva como resultado de la pérdida de electrones.

**CATION.-** Átomo o grupo de átomos con carga eléctrica positiva como resultado de la pérdida de uno o más electrones.

**ANIÓN.-** Átomo o grupo de átomos con carga eléctrica negativa como resultado de la ganancia de uno o más electrones.

**MEZCLAS.-** La mayor parte de la materia que encontramos consiste en combinaciones de diferentes sustancias. Los químicos emplean el término mezcla para referirse a combinaciones de dos o más sustancias en las cuales cada sustancia retiene su propia identidad química. Algunas mezclas, como la arena, las rocas y la madera, no tienen la misma composición, propiedades y apariencia en cada parte. Tales mezclas son **heterogéneas**. Las mezclas que son uniformes en todas sus partes son **homogéneas**. El aire es una mezcla homogénea de las sustancias gaseosas nitrógeno, oxígeno, vapor de agua y bióxido de carbono, además de cantidades menores de otras sustancias. El nitrógeno del aire tiene todas las propiedades del nitrógeno puro. La sal, el azúcar y muchas otras sustancias se disuelven en agua para formar mezclas homogéneas.

Las mezclas homogéneas también se llaman soluciones. El aire es una solución gaseosa, la gasolina es una solución líquida, el latón es una solución sólida.

La composición de las mezclas puede variar ampliamente. Debido a que cada componente de una mezcla retiene sus propiedades, podemos, sin embargo, separar una mezcla en sustancias componentes, aprovechando las diferencias en sus propiedades físicas. **ESTADOS DE LA MATERIA**



Estado	Características principales
Sólido	Tiene volumen y forma definidos. Energía cinética baja. Se puede considerar incompresible. La energía en las moléculas no es constante. Bajo movimiento molecular.
Líquido	Tiene volumen pero no forma definida. Se puede considerar incompresible. Energía cinética mayor a la del sólido pero menor a la del gas. Menor movimiento molecular al del gas.
Gas	No tiene volumen ni forma definidos. Elevada energía cinética. Las mezclas de gases son siempre homogéneas. Son compresibles. Elevado movimiento molecular.

**PROPIEDADES FÍSICAS.** Son las que podemos medir sin cambiar la identidad básica de las sustancias.

**PROPIEDADES QUÍMICA.** Describen las formas en que una sustancia puede reaccionar para formar nuevas sustancias.

**CAMBIO FÍSICOS.** Involucran cambio en la apariencia de la sustancia, pero no de identidad básica.

**CAMBIOS QUÍMICOS.** Una sustancia se transforma en una nueva, con características físicas y químicas diferentes.

## EJERCICIOS.

1. Represente con un diagrama la clasificación de la materia.
2. Describa los tres estados de la materia y cite ejemplos de sustancias que se encuentre en cada uno de ellos.
3. Identifique cada una de las sustancias siguientes como un gas, un líquido y un sólido bajo condiciones ordinarias:
  - a) oro,
  - b) etanol,
  - c) helio,
  - d) Bromo,
  - e) monóxido de carbono.

4. Dé el estado físico de la materia de cada una de las sustancias de la tabla I. En condiciones ordinarias.

Tabla I

Producto Químico	Estado Físico
Acido sulfúrico	
Nitrógeno	
Oxígeno	
Etileno	
Amoniaco	
Cal	
Hidróxido de sodio	
Acido fosfórico	
Cloro	
Propeno	

5. Clasifique cada una de las siguientes como sustancias' puras (P) o como mezclas homogéneas (Mh) o heterogéneas (Mhe).

- a) Bióxido de silicio (Cuarzo) ( )
- b) Gasolina ( )
- c) Un pastel de frutas ( )
- d) Una moneda' de oro puro ( )
- e) Bronce (aleación cobre-estaño) ( )

6. Clasifique cada una de las siguientes sustancias como: elemento (E), compuesto (c), mezcla homogénea (Mh) o mezcla heterogénea (Mhe):

- a) Diamante
- b) Agua de amoniaco
- c) Cristales de yodo
- d) Aderezo de ensalada
- e) Cloruro de magnesio

7. Señale si las propiedades indicadas a continuación son físicas o química:

- a) El hidrogeno es un gas incoloro
- b) El potasio es 'in 'metal suave
- c) El fósforo se inflama cuando se expone al aire
- d) El diamante es la sustancia natural más dura que existe
- e) El oxígeno es comburente

8. Clasifique los siguientes cambios en físicos o químicos

- a) La trituración de la carne de res en un molino
- b) El tostado del pan
- c) La separación de los componentes dd petróleo por destilación
- d) El empañamiento de la plata
- e) La fusión del hielo
- f) La decoloración de la camisa

9. Indique cuáles de los siguientes son procesos químicos y cuáles físicos:

- Deslustre de la plata
- Corte de un diamante
- Combustión de la gasolina
- Conversión del vino en vinagre

10. Al intentar la caracterización de una sustancia, un químico hace las siguientes observaciones:

La sustancia es un metal blanco y lustroso. Funde a  $649^{\circ}\text{C}$  y hierve a  $1738^{\circ}\text{C}$ . Su densidad a  $20^{\circ}\text{C}$  es  $1.738\text{ g/ml}$ . La sustancia arde al aire produciendo una luz blanca intensa. Reacciona con el cloro para dar un sólido blanco quebradizo. La sustancia puede ser laminada o estirarse como el alambre. Es un buen conductor de la electricidad ¿Cuáles de estas características son propiedades físicas y cuáles químicas?

11. Clasifique las observaciones siguientes acerca de una sustancia como propiedades físicas y químicas.

- a) Color,      b) Punto de fusión,      c) Reactividad con agua,      d) Punto de ebullición.
- e) Estado de la materia bajo condiciones ordinarias,      f) inflamabilidad,      g) Densidad,
- h) Conductividad eléctrica,      i) Descomposición por calentamiento.



## TABLA PERIÓDICA

Muchos elementos presentan marcadas similitudes unos con otros. Por ejemplo, el Litio (Li), el Sodio (Na), el Potasio (K), son todos ellos metales blandos, muy reactivos. Los elementos Helio (He), Neón (Ne), Argón (Ar) son gases muy inertes. Si los elementos se acomodan en orden creciente de su número atómico, se encuentra que sus propiedades químicas y físicas muestran un patrón repetido, periódico. Por ejemplo, los gases nobles helio, neón, argón. El acomodo de los elementos en orden creciente de sus números atómicos, como los elementos que tienen propiedades similares, colocados en columnas verticales, se conoce como **tabla periódica**.

## EJERCICIOS.

1. Para cada uno de los elementos siguientes, escriba su símbolo químico, localícelo en la tabla periódica, e indique si es un metal, no metal o un semimetal.

- a) Azufre
- b) Plata
- c) Estroncio
- d) Arsénico
- e) Xenón
- f) Aluminio
- g) Itrio
- h) Yodo

2. Escriba los nombres y fórmula de los elementos que se encuentran en forma diatómica en la naturaleza.



3. En base a la siguiente tabla para cada uno de los siguientes elementos escriba su símbolo químico, y determine el nombre del grupo al que pertenece, e indique si es un metal, semimetal o no metal.

a) Radón,      b) Polonio,      c) Rubidio,      d) Fósforo,      e) Magnesio,      f) Cloro.

NOMBRES	GRUPO
Metales Alcalinos	IA (excepto el H <sub>2</sub> )
Metales alcalinos térreos	IIA
Plutógenos	VA
Calcógenos	VIA
Halógenos	VIIA
Gases nobles	VIIIA

4 Llene los espacios en la siguiente tabla:

Símbolo	I <sub>9</sub> F <sub>9</sub>	20I <sub>11</sub> !8o			
Protones	9		11		17
Neutrones			12	30	20
Electrones		79		23	18
Carga neta	0	1+	0	2+	

5 Llene los espacios en el cuadro siguiente:

Símbolo	I <sub>6</sub> O <sub>8</sub>				
Protones		78	16		78
Neutrones		107	17	41	117
Electrones				34	74
Carga neta		3+	2-	2-	



## TEORÍA DE DALTON Y LEYES DE LAS COMBINACIONES QUÍMICA.

La teoría de Dalton incluye varias leyes sencillas de las combinaciones químicas que se conocían en su época. Debido a que los átomos no son creados ni destruidos en las reacciones químicas (postulado 4), podemos sacar por conclusión que la materia no es creada ni destruida en esas reacciones. Esta es la ley de la materia (conocida también como la ley de la conservación de la masa). La masa total de los materiales después de una reacción es la masa total antes de la reacción. El postulado 6 de Dalton expone la ley de la composición constante. En un compuesto dado el número relativo y las clases de átomos que lo forman, son constantes.

La teoría atómica de Dalton explica también la ley de las proporciones múltiples. Si dos elementos A y B se combinan para formar más de un compuesto, entonces las masas de B que se combinan con una masa dada de A están en relación de números enteros pequeños.

**EJERCICIOS.**

1. Un estudiante de química encuentra que 15.0 g. de nitrógeno reaccionarán ya sea con 17.37 g., 34.74g., o 43.43g. de oxígeno para formar tres compuestos diferentes:

- Calcule la masa del oxígeno por gramo de nitrógeno en cada compuesto.
- Las cifras del inciso a) ¿Siguen la ley de las proporciones múltiples?

2. Un químico ha preparado una serie de compuestos que contienen solamente azufre y flúor y determinó la cantidad de cada elemento en cada compuesto:

Compuesto	Masa de azufre (g)	Masa de flúor (g)
A	23.2	55.0
B	16.6	9.8
C	19.3	68.6

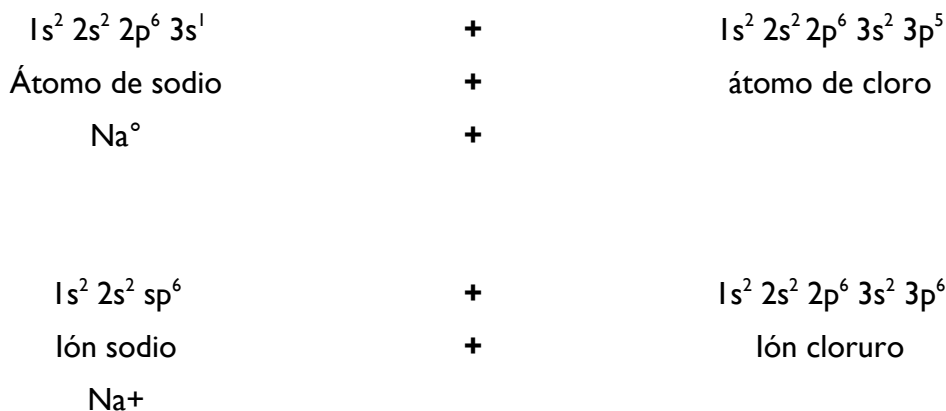
- Calcule la masa de Flúor por gramo de azufre en cada compuesto.
- Las cifras de la parte a) ¿Siguen la ley de las proporciones múltiples?

**ENLACES ATÓMICOS**

La unión o enlaces químicos son principalmente de tres clases: (a) *enlace iónico*, (b) *enlace covalente* y (c) *enlace covalente coordinado*.

**Enlace iónico**

La atracción electrostática que una especie iónica cargada ejerce sobre otra constituye el tipo de enlace llamado iónico polar o electrovalente. La disposición de 8 electrones en la última capa de gases nobles (con excepción del helio que está rodeado de dos electrones) les da una alta estabilidad química, lo cual hace razonable que en las combinaciones químicas, los átomos tienden a obtener esa configuración estable cediendo o aceptando electrones y convirtiéndose en partículas cargadas eléctricamente, llamadas iones. Así, los átomos de sodio y cloro se unen para formar cloruro de sodio en la siguiente forma:



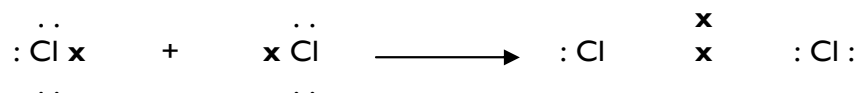
El átomo de sodio tiende a ceder un electrón para adquirir la configuración del gas noble neón ( $1s^2 2s^2 2p^6$ ) y el cloro tiende a tomar un electrón para completar la configuración del argón ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ ), cuando los dos elementos se acercan ocurre una reacción violenta y el sodio cede un electrón al cloro y se convierte en el ión  $Na^+$ , mientras que el cloro adquiere ese electrón completando un octeto de electrones en su capa de valencia convirtiéndose en el ión  $Cl^-$ .

En un compuesto iónico las cargas positivas y negativas tienen que ser iguales.

## ENLACE COVALENTE

Enlace covalente es aquel que se verifica por comportamiento de electrones; se representa por una línea pequeña o guión entre los átomos que forman el enlace.

Mediante el comportamiento de pares de electrones los átomos pueden también adquirir una configuración de gas noble. Así por ejemplo, la molécula de cloro,  $Cl_2$ , estará formada por el comportamiento de un par de electrones.

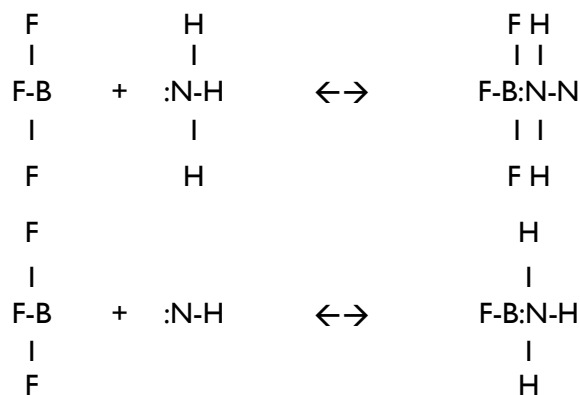


Cada Cl necesita un electrón para completar su octeto. Un átomo de cloro comparte uno de sus electrones (x) con el otro átomo de cloro y éste, a su vez, comparte uno de sus electrones (x) con el primer átomo de cloro, completando así ambos átomos, la configuración del gas noble, argón.

El número de enlaces covalentes formados por un átomo se llama covalencia. Así por ejemplo, la covalencia de Cl es uno.

## ENLACE COVALENTE COORDINADO •

Los enlaces covalentes coordinados pueden formarse también si un átomo contribuye con dos electrones, es decir, creando el par de electrones compartidos pertenece a uno sólo de los átomos; este tipo de enlace se llama enlace covalente coordinado (semipolar o dativo). El átomo que contribuye con el par de electrones recibe el nombre de donador y el que los toma recibe el nombre de aceptor. Por ejemplo, la relación entre trifluoruro de boro,  $BF_3$  y el amoníaco,  $NH_3$ .



El átomo de N en el  $\text{NH}_3$  proporciona los dos electrones del enlace y es, tanto, el átomo donador; el átomo de B del  $\text{BF}_3$  no aporta electrones al enlace (es una molécula deficiente de electrones) y es el átomo aceptor.

Debe recordarse que una vez formado el enlace covalente coordinado no es posible distinguirlo del enlace covalente; el enlace B-N es covalente.

Como átomo donador pierde parte de su carga negativa por el desplazamiento de la nube electrónica hacia el átomo aceptor, el donador queda ligeramente positivo y el aceptor ligeramente negativo, de modo que la molécula se puede representar:



### ENLACE POR PUENTE DE HIDRÓGENO.

*Naturaleza del enlace.* Se trata de la atracción electrostática entre el protón combinado y otro átomo de gran electronegatividad y volumen pequeño. El protón de una molécula atrae hacia él un par de electrones solitarios de un átomo como C, N, O de una molécula próxima, o a veces de la misma molécula. Este "puente de hidrógeno" no es un verdadero enlace y origina un comportamiento especial de las sustancias que lo presentan.

Ejemplos de sustancias que lo presentan:



*Propiedades de las Sustancias con este enlace:* Puntos de fusión y de ebullición elevados, líquidos de alto poder de disociación de los cristales iónicos.

Un ejemplo interesante lo constituye el agua compuesto líquido a temperatura ambiente cuando por su fórmula debería ser gas según las fórmulas de los hidruros de Azufre, Selenio y Teluro.

Al solidificarse el agua, en el hielo, se presenta una estructura tetraédrica en la que cada átomo de oxígeno está rodeado por otros cuatro y entre dos oxígenos está el hidrógeno cada molécula es individual y como resultado de la estructura abierta el volumen aumenta cuando observa la congelación del agua al hielo.

### ENLACE METÁLICO.

Este enlace se presenta en los metales y aleaciones al constituir cristales metálicos.

*Naturaleza del enlace.* Red cristalina de iones metálicos (elementos muy electropositivos) y en ella los electrones de valencia se intercambian rápidamente.

Ejemplo de sustancias que lo presentan: Todos los metales, Au, N, Fe, aleaciones como los aceros, amalgamas de mercurio, Cu y sus aleaciones Cu-Zn, Cu-Ni, Cu-S, etc.

*Propiedades derivadas de este tipo de enlace.* Puntos de fusión y de ebullición generalmente elevados, brillo metálico, tenacidad, dureza, maleabilidad (laminados, estiraje, doblado), ductilidad (hilos, alambres), alta conductividad térmica y eléctrica.

Otra forma de describir el enlace metálico es la existencia de iones positivos en un "mar o gas electrónico" debido a la movilidad de los electrones. Esta movilidad explica la conducción eléctrica, térmica y la maleabilidad.

## EJERCICIOS

1. Mencione los tipos de enlaces químicos.
2. ¿Cuántos electrones están dispuestos en la última capa electrónica, de tal forma que confieren gran estabilidad a los átomos?
3. ¿Por qué la tendencia de los átomos de disponer de 8 electrones en su último nivel de energía?
4. ¿Cuál es la característica principal del enlace iónico?
5. Ordene en forma ascendente a los siguientes elementos según su electronegatividad: H, C, Rb, Ca, Cl, F, P, Te, Mg, Fr.
6. ¿Cuál es la característica que tienen las cargas positivas y negativas en un compuesto iónico?
7. ¿Cuál es la característica principal del enlace covalente polar y no polar?
8. ¿Cuál es la característica principal del enlace covalente coordinado?
9. ¿Cuál es la naturaleza de los enlaces por puente de hidrógeno?
10. Dé tres ejemplos de sustancias formadas por puentes de hidrógeno.
11. Mencione tres sustancias que represente el enlace metálico.



## NOMENCLATURA DE LOS COMPUESTOS INORGÁNICOS.

### Óxidos.

Los óxidos son compuestos formados por el oxígeno y un metal. Los óxidos metálicos, son compuestos iónicos debido a la alta electronegatividad del oxígeno (3.5) y las bajas electronegatividades de los metales, los óxidos metálicos con bajo número de oxidación (+1 y +2) son generalmente sólidos de punto de fusión alto, son básicos y al reaccionar con agua producen hidróxidos. La mayor parte de los óxidos metálicos son insolubles en agua.

Los óxidos no metálicos no son compuestos iónicos debido a la diferencia de electronegatividad baja entre el oxígeno y el no metal, más bien forman enlaces covalentes polares. Estas sustancias son gases, líquidos o sólidos con bajos puntos de fusión, los óxidos no metálicos especialmente los que el no metal tiene número de oxidación alto, tienen naturaleza ácida que al disolverse en agua dan el ácido correspondiente. La acidez del óxido aumenta con la electronegatividad creciente de los elementos, por ejemplo  $\text{SO}_2$  es más electronegativo que el  $\text{SeO}_2$ .

En general la acidez de los óxidos se incrementa con el número de oxidación.

Ciertos óxidos presentan ambas propiedades: ácidos y básicos, éstos son generalmente insolubles en agua y solubles tanto en ácidos como en bases, y se les denomina anfóteros.

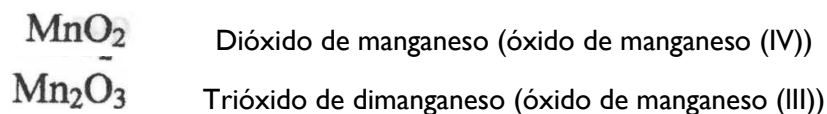
Como ya se mencionó los óxidos se forman con oxígeno, y otro elemento, metal o no metal. Para nombrar los óxidos se utiliza la palabra óxido seguida de la palabra de y el **nombre del elemento** por ejemplo:



Cuando los elementos unidos al oxígeno tienen más de un estado de oxidación posible debe incluir en el nombre el número de átomos usando prefijos griegos (1=mono-, 2=di-, 3=tri-, 4=tetra-, 5=penta-,

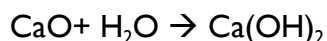


6=hexa-, 7=hepta-, etc) o se utiliza el estado de oxidación del metal o no metal utilizando un número romano por ejemplo:

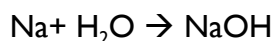


## HIDRÓXIDOS.

Son compuestos formados por el ión hidróxido  $\text{COH}$ ) y metales de las familias IA y IIA · excepto el litio. Los hidróxidos se forman al reaccionar los óxidos metálicos con bajo número de oxidación (+I y +2) con el agua.



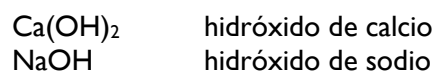
Además los metales activos al reaccionar con el agua forman también hidróxidos.



Son compuestos de naturaleza básica. Los hidróxidos iónicos cuando se disuelven en agua, se disocian donando iones  $\text{OH}^-$  a la solución, además reaccionan fácilmente con los iones  $\text{H}^+$  formando agua.



Para nombrar a los hidróxidos se utiliza la palabra **hidróxido** seguido de la palabra de y el nombre del elemento. Ejemplo:



## ÁCIDOS

Los ácidos son sustancias capaces de donar un ión hidrógeno y, por consiguiente, aumentar la concentración de iones  $\text{H}^+$  (ac) en soluciones acuosas. Como el hidrógeno consiste de protón y un electrón el ión  $\text{H}^+$  es simplemente un protón. Así, los ácidos suelen recibir el nombre de donadores de protones.

Las moléculas de ácidos diferentes se pueden disociar para formar diferentes números de iones  $\text{H}^+$ . Tanto el  $\text{HCl}$  como  $\text{HNO}_3$  son ejemplos de ácidos monopróticos, los cuales producen un ión  $\text{H}^+$  por molécula, el  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , es diprótico, produce dos iones  $\text{H}^+$  por molécula y el  $\text{H}_3\text{PO}_4$  es triprótico.

La fórmula para un ácido se forma añadiendo los iones  $H^+$  necesarios para neutralizar la carga del anión. El nombre del ácido está relacionado con el nombre del anión (ver tabla I). Los aniones cuyo nombre termina en **uro** tienen asociados ácidos terminan en **hídrico**, como en los ejemplos:

Anión	Ácido correspondiente
$Cl^-$ (cloruro)	HCl Ácido clorhídrico
$S_2^{2-}$ (sulfuro)	$H_2S$ Ácido sulfhídrico

A continuación se resume la forma general en que se deriva el nombre de un ácido de su anión correspondiente.

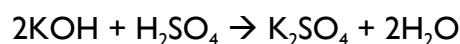
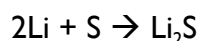
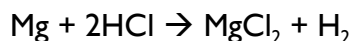
Anión		Ácido
_____ -uro	→ Adiciona iones $H^+$ →	Ácido _____ hídrico
Per _____ -ato	→ Adiciona iones $H^+$ →	Ácido per _____ -ico
↑ + átomos de O		
_____ -ato	→ Adiciona iones $H^+$ →	Ácido _____ -ico
↓ - átomos de O		
_____ -ato	→ Adiciona iones $H^+$ →	Ácido _____ -oso
↓ - átomos de O		
_____ -ato	→ Adiciona iones $H^+$ →	Ácido hipo _____ -ico

Ejemplos:

ANIÓN	ACIDO
Cianuro ( $CN^-$ )	Acido cianhídrico (HCN)
Nitrato ( $NO_3^-$ )	
Sulfato ( $SO_4^{2-}$ )	
Sulfito ( $SO_3^{2-}$ )	

## SALES

Una sal es un compuesto iónico formado por sustitución de uno o más iones  $H^+$  por otros cationes. Al reaccionar un metal y no metal también se forma una sal, otra forma de producir sales es cuando reaccionan un ácido y un hidróxido.



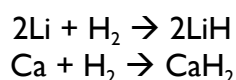
La forma de nombrar a las sales es escribiendo primero el nombre del anión seguido de la palabra **de** y el nombre del **catión** (ver tabla I), observe que la manen;.(de escribir la fórmula molecular de la sal es inversa, primero se escribe la representación del **catión** y luego la del **anión**, se escriben los subíndices correspondientes para llegar a neutralizar las cargas.

NaCl	Cloruro de sodio
K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Sulfato de potasio
MgCl <sub>2</sub>	Cloruro de Magnesio

## HIDRUROS

Son compuestos formados por la reacción del hidrógeno con un metal, los podemos clasificar en:

**Hidruros iónicos**, que son los formados por la reacción del hidrógeno y metales alcalinos o alcalino-terreos (Ca, Sr y Ba). Contiene el ion hidruro (H<sup>-</sup>).



**Hidruros metálicos**, que se forman cuando el hidrógeno reacciona con metales de transición. Contiene el ión hidruro (H<sup>-</sup>). Estos compuestos se denominan así porque retienen su conductividad eléctrica y otras propiedades metálicas. En muchos hidruros metálicos la relación a átomo de metal y átomo de hidrógeno no es una relación de números enteros pequeños, ni tampoco es fija. La composición puede variar en un rango dependiendo de las condiciones de la síntesis. A estos hidruros metálicos no estequiométricos también se les llama **hidruros intersticiales**.

**Hidruros moleculares**, formados por los metales y semimetales, son gases o líquidos en condiciones estándar, se enumeran en la siguiente tabla:

4A	5A	6A	7A
CH <sub>4</sub>	NH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> O	HF
SiH <sub>4</sub>	PH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> S	HCl
GeH <sub>4</sub>	AsH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> Se	HBr
	SbH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> Te	HI

Para la **fórmula de los hidruros** se iguala el número de cargas positivas del catión agregando iones hidruro hasta que sean iguales las cargas positivas y negativas. Note que el hidrógeno puede actuar como ión positivo cuando se une con átomos muy electronegativos, (los compuestos formados por el hidrógeno y los elementos de la familia 7 A todos ellos son ácidos).

Para nombrar **los hidruros** se escribe la palabra **hidruro** seguido de la palabra **de** y el **nombre del metal**.

LiH	hidruro de litio
CaH <sub>2</sub>	hidruro de calcio

**OXÁCIDOS**

Son compuestos formados por un óxido no metálico y agua

**UN ASPECTO GENERAL DE LA NOMENCLATURA INORGÁNICA**

A continuación consideraremos las reglas fundamentales para dar a los compuestos inorgánicos.

Los nombres de los compuestos iónicos se basan en los nombres de los iones que los forman (ver tabla I), por ejemplo, NaCl, se llama cloruro de sodio, está formado por el ión cloruro ( $\text{Cl}^-$ ) y el ión sodio ( $\text{Na}^+$ ). Siempre se nombra primero el ión negativo aunque primero se escribe en la fórmula el positivo. Para ver como se forman los nombres de los iones consideraremos primero los positivos, los iones pueden ser monoatómicos o poliatómicos, los cationes monoatómicos están formados a partir de metales. Estos iones toman el nombre de elemento mismo:

 $\text{Na}^+$  ión sodio $\text{Zn}^{+2}$  ión zinc $\text{Al}^{+3}$  ión aluminio

Si un elemento puede formar más de un ión positivo, se indica la carga positiva del mismo, mediante un número romano entre paréntesis después del nombre del metal:

 $\text{Fe}^{+2}$ 

ión hierro (II)

 $\text{Cu}^+$ 

ión cobre (I)

 $\text{Fe}^{+3}$ 

ión hierro (III)

 $\text{Cu}^{+2}$ 

ión cobre (II)

Un método antiguo pero que aún se utiliza para designar dos iones cargados en forma diferente de un mismo metal, es aplicar las terminaciones *oso* o *jeo*. Estas terminaciones representan a los iones de menor y de mayor carga respectivamente. Se agregan a la raíz del nombre latino del elemento:

 $\text{Fe}^{+2}$ 

ión ferroso

 $\text{Cu}^+$ 

ión cuproso

 $\text{Fe}^{+3}$ 

ión férrico

 $\text{Cu}^{+2}$ 

ión cúprico

Los únicos cationes poliatómicos existentes se dan enseguida:

 $\text{NH}_4^+$ 

ión amonio

 $\text{Hg}_2^{+2}$ 

ión mercurio (I) o mercuroso

Los aniones monoatómicos están formados comúnmente por elementos no metálicos, se nombran haciendo terminar el nombre en *uro*; en el caso del oxígeno la terminación es *ido*:

 $\text{H}^+$  ión hidruro $\text{O}^{-2}$  ión óxido $\text{N}^{-3}$  ión nitruro

En la tabla I se enumeran los cationes y aniones más comunes. Nótese que muchos aniones poliatómicos contienen oxígeno. Los aniones de esta clase se denominan oxianiones. Un elemento particular puede formar varias oxianiones, cuando esto sucede hay reglas para indicar el número relativo de oxígenos en el ión. Cuando el elemento forma sólo dos oxianiones, el nombre del que contiene **más** oxígeno termina en **ato**, y el que tiene **y menos** es **ito**:


 ión nitrito  
 ión nitrato

 ión sulfito  
 ión sulfato

Tabla I. Iones Comunes

IONES POSITIVOS (CATIONES)	IONES NEGATIVOS (ANIONES)
1+	1-
Amonio ( $\text{NH}_4^+$ )	Acetato ( $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$ )
Cesio ( $\text{Cs}^+$ )	Azida ( $\text{N}_3^-$ )
Cobre (I) o cuproso ( $\text{Cu}^+$ )	Bromuro ( $\text{Br}^-$ )
Hodrogeno ( $\text{H}^+$ )	Clorato ( $\text{ClO}_3^-$ )
Litio ( $\text{Li}^+$ )	Cloruro ( $\text{Cl}^-$ )
Potasio ( $\text{K}^+$ )	Cianuro ( $\text{CN}^-$ )
Plata ( $\text{Ag}^+$ )	Dihidrógeno fosfato ( $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ )
Sodio ( $\text{Na}^+$ )	Fluoruro ( $\text{F}^-$ )
2+	Hidruro ( $\text{H}^-$ )
Bario ( $\text{Ba}^{2+}$ )	Bicarbonato ( $\text{HCO}_3^-$ )
Cadmio ( $\text{Cd}^{2+}$ )	Hidrógeno sulfato o bisulfato ( $\text{HSO}_4^-$ )
Calcio ( $\text{Ca}^{2+}$ )	Hidroxido ( $\text{OH}^-$ )
Cobalto (II) o cobaltoso ( $\text{Co}^{2+}$ )	Yoduro ( $\text{I}^-$ )
Cobre (II) o cuprico ( $\text{Cu}^{2+}$ )	Nitrato ( $\text{NO}_3^-$ )
Hierro (II) o ferroso ( $\text{Fe}^{2+}$ )	Nitrito ( $\text{NO}_2^-$ )
Plomo (II) o plumboso ( $\text{Pb}^{2+}$ )	Perclorato ( $\text{ClO}_4^-$ )
Manganesio ( $\text{Mg}^{2+}$ )	Permanganato ( $\text{MnO}_4^-$ )
Manganeso (II) o manganoso ( $\text{Mn}^{2+}$ )	Tiocianato ( $\text{SCN}^-$ )
Mercurio (I) o mercurioso ( $\text{Hg}_2^{2+}$ )	2-
Mercurio (II) o mercurico ( $\text{Hg}^{2+}$ )	Carbonato ( $\text{CO}_3^{2-}$ )
Niquel ( $\text{Ni}^{2+}$ )	Cromato ( $\text{CrO}_4^{2-}$ )
Estroncio ( $\text{Sr}^{2+}$ )	Dicromato ( $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ )
Estaño (II) o estañoso ( $\text{Sn}^{2+}$ )	Hidrógeno fosfato ( $\text{HPO}_4^{2-}$ )
Zinc ( $\text{Zn}^{2+}$ )	Oxido ( $\text{O}^{2-}$ )
3+	Peróxido ( $\text{O}_2^{2-}$ )
Aluminio ( $\text{Al}^{3+}$ )	Sulfato ( $\text{SO}_4^{2-}$ )
Cromo (III) o crómico ( $\text{Cr}^{3+}$ )	Sulfito ( $\text{SO}_3^{2-}$ )
Hierro (III) o férrico ( $\text{Fe}^{3+}$ )	Sulfuro ( $\text{S}^{2-}$ )
	3-
	Arsenato ( $\text{AsO}_4^{3-}$ )
	Nitruro ( $\text{N}^{3-}$ )
	Fosfato ( $\text{PO}_4^{3-}$ )
	Fosfuro ( $\text{P}^{3-}$ )

Cuando el elemento forma tres o cuatro oxianiones, también se utilizan prefijos, **hipo** indica menos oxígeno y **per** más oxígeno:

$\text{ClO}^-$	ión hipoclorito
$\text{ClO}_2^-$	ión clorito
$\text{ClO}_3^-$	ión clorato
$\text{ClO}_4^-$	ión perclorato

Muchos iones se nombraron antes del establecimiento de estas reglas por lo que hay muchas excepciones. Por ejemplo, el ión permanganato es  $\text{MnO}_4^-$  y el manganato  $\text{MnO}_4^{2-}$ .

Muchos aniones poliatómicos que tienen cargas elevadas adicionan uno o más iones hidrógeno ( $\text{H}^+$ ) para formar aniones de carga inferior. Estos iones se nombran agregando la palabra **hidrógeno** o **dihidrógeno** según sea apropiado, al nombre del anión libre de hidrógeno. También se utiliza todavía un método antiguo, que emplea el prefijo **bi**.

$\text{RCO}_3^-$	ión carbonato de hidrógeno o bicarbonato
$\text{HSO}_4^-$	ión sulfato de hidrógeno o bisulfato
$\text{H}_2\text{PO}_4^-$	ión fosfato de dihidrógeno o bifosfato

Existen actualmente alrededor de 10 millones de sustancias químicas conocidas.

Muchas sustancias tan importantes que se conocen desde hace mucho tipo, como el agua,  $\text{H}_2\text{O}$ , y el amoníaco,  $\text{NH}_3$ , tienen nombres tradicionales, individuales.

Para la mayor parte de las sustancias nos basamos en un conjunto de reglas que nos llevan a un nombre sistemático, informativo por cada sustancia particular.

## EJERCICIOS.

I. Nombre los siguientes compuestos iónicos.

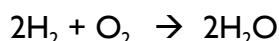
NOMBRE	FÓRMULA QUÍMICA
	RbI
Cloruro férrico	
	$\text{FeF}_3$
	$\text{Ba}(\text{OH})_2$
Hexafluoruro de azufre	
Nitrato de cromo (III),	
	$\text{Ca}(\text{CN})_2$
	$\text{CBr}_4$
	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
Trifloruro de boro	
	$\text{H}_3\text{PO}_4$
Ácido sulfuroso	
	$\text{HClO}_3$
Perclorato de cadmio (II)	
	$\text{Na}_2\text{CO}_3$ (ceniza de soda)

	CaO (cal)
	CaSO <sub>4</sub> (yeso)
	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>
Acido nitroso	
	HClO <sub>2</sub>
Acido cianhídrico	
	H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>
Acido peiyódico	
Acido perclórico	
Bromuro de vanadio (III)	
	NaOH
Cloruro de sodio	
	HNO <sub>3</sub>
Acido fosfórico	
Acido clorhídrico	
Acido sulfúrico	



## ECUACIONES QUÍMICAS

Las reacciones químicas se presentan en una forma concisa mediante ecuaciones químicas. Por ejemplo, cuando el hidrógeno, H<sub>2</sub>, se quema, reacciona con el oxígeno, O<sub>2</sub>, del aire para formar agua; H<sub>2</sub>O. Escribimos la ecuación química para esta reacción como sigue



Leemos el signo + para indicar "reacciona con" y la flecha como "produce". Las fórmulas químicas del lado izquierdo representan las sustancias de las que partes llamadas reactivos. Las sustancias formadas en la reacción llamadas productos, se representan a la derecha de la flecha. Los números colocados antes de la fórmula se llaman coeficientes. (Como en cualquier ecuación algebraica, usualmente el número 1 se sobre entiende y no se escribe).

Debido a que los átomos no se crean ni se destruyen en ninguna reacción, una ecuación debe tener un número igual de átomos de cada elemento en cada lado' de la flecha. Cuando esta condición se cumple se dice que la ecuación está balanceada. Por ejemplo, en el lado derecho de la ecuación  $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$  hay dos moléculas de H<sub>2</sub>O; cada una contiene dos átomos de O. Como también hay 4 átomos de H y 2 átomos de O del lado izquierdo de la ecuación, ésta se encuentra balanceada.

Una ecuación química es una forma abreviada de expresar un cambio químico utilizando símbolos y fórmulas. En una ecuación, las sustancias que se cambian entre sí y por lo tanto se transforman (los reactivos) se escriben a la izquierda. Las sustancias que se forman y por lo tanto aparecen (los productos) se escriben a la derecha.

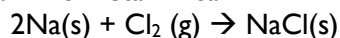
Los reactivos y los productos se separan mediante una flecha o por una doble flecha según las condiciones de la reacción. Si se conocen los reactivos resulta fácil escribir los productos, si se toman en

cuenta algunas" generalizaciones respecto a las reacciones químicas ordinarias. Con este fin, las reacciones químicas más frecuentes se dividen en cinco tipos.

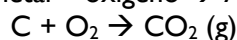
#### A) REACCIONES DE COMBINACIÓN

En las reacciones de combinación, también llamadas síntesis, dos sustancias (ya sean elementos o compuestos), reaccionan para producir otra sustancia. Este tipo de reacción se indica mediante la ecuación  $A + Z \rightarrow AZ$  donde A y Z son elementos compuestos.

1) metal + no metal  $\rightarrow$  sal



2) no metal + oxígeno  $\rightarrow$  Anhídrido

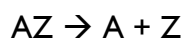


3) anhídrido + agua  $\rightarrow$  oxácido (oxácido)



#### B) REACCIONES DE DESCOMPOSICIÓN

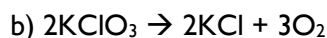
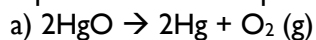
En las reacciones de descomposición, una sustancia se transforma en dos o más sustancias. La sustancia que se descompone siempre es un compuesto y los productos pueden ser elementos o compuestos. Con frecuencia se necesita aplicar calor para lograr una descomposición, la reacción se representa en la siguiente ecuación general:



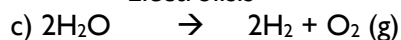
Donde A y Z SON ELEMENTOS O COMPUESTOS. En General, la predicción de los productos en una reacción de descomposición sólo se logra si se conocen las propiedades químicas de la sustancia que va a descomponerse. :

Ejemplos:

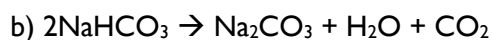
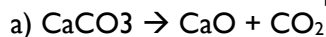
1) Algunos compuestos se descomponen para dar oxígeno



Electrolisis



2) Algunos carbonatos ácidos se descomponen al ser calentados, produciendo dióxido de carbono.

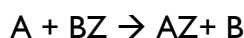




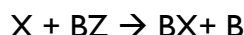
C) Reacciones de sustitución: .

En las reacciones de sustitución un elemento reemplaza a otro dentro de un compuesto. Las reacciones de sustitución se denominan también de desplazamiento. Este tipo de reacción se representa mediante las dos ecuaciones generales siguientes:

1. Un metal reemplaza a un ión metálico en su sal o a un ión hidrógeno en un ácido.



2. Un no metal sustituye a un ión no metálico en su sal.

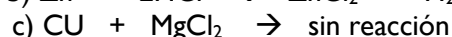
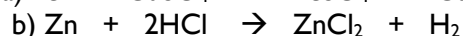
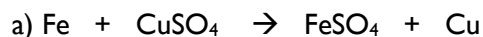
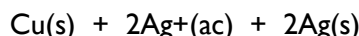


En el primer caso, la sustitución depende de los dos metales particulares, es decir, A y B. Los metales se han acomodado en una serie llamada serie electromotriz, de tal modo que cada elemento de la misma desplazará de una solución acuosa de una sal a cualquiera de los que le siguen. Aunque el hidrógeno no es un metal se le incluye en esta serie.

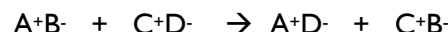
Con frecuencia los elementos son el hidrógeno o algún metal. Para poder predecir si va ocurrir un desplazamiento o no se utiliza la serie de actividad, una lista de los metales acomodados en orden decreciente de su tendencia a oxidarse (actividad). En la tabla 2 se da la serie de actividad de los metales más comunes, también se ha incluido al hidrógeno.

METAL		REACCION DE OXIDACION
Litio	Li	$\rightarrow Li^+ + e^-$
Potasio	K	$K^+ + e^-$
Bario	Ba	$Ba^{2+} + 2e^-$
Calcio	Ca	$Ca^{2+} + 2e^-$
Sodio	Na	$Na^+ + e^-$
Magnesio	Mg	$Mg^{2+} + 2e^-$
Aluminio	Al	$Al^{3+} + 3e^-$
Manganeso	Mn	$Mn^{2+} + 2e^-$
Zinc	Zn	$Zn^{2+} + 2e^-$
Cromo	Cr	$Cr^{3+} + 3e^-$
Hierro	Fe	$Fe^{2+} + 2e^-$
Cobalto	Co	$Co^{2+} + 2e^-$
Níquel	Ni	$Ni^{2+} + 2e^-$
Estaño	Sn	$Sn^{2+} + 2e^-$
Plomo	Pb	$Pb^{2+} + 2e^-$
Hidrógeno	H <sub>2</sub>	$2H_2 + 2e^-$
Cobre	Cu	$Cu^{2+} + 2e^-$
Plata	Ag	$Ag^+ + e^-$
Mercurio	Hg	$Hg^{2+} + 2e^-$
Platino	Pt	$Pt^{2+} + 2e^-$
Oro	Au	$Au^{3+} + 3e^-$

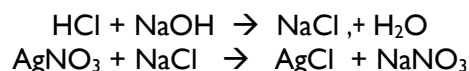
La serie de actividad se utiliza para predecir el resultado de reacciones de desplazamiento sencillo entre metales y sales metálicas o ácidos. Cualquier metal en la lista es capaz de desplazar los elementos que están por debajo de él de sus compuestos, por ejemplo, en la serie el cobre está arriba de la plata. Así el cobre desplazará a la plata de las soluciones acuosas de sus compuestos.



Reacción de doble sustitución o doble descomposición. Este tipo de reacción, que se realiza generalmente en solución acuosa, consiste en un intercambio entre los iones presentes, siendo su modelo matemático el siguiente.

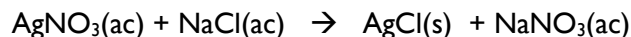


Ejemplos:



Comúnmente en las reacciones de doble sustitución (metátesis) se escriben las **especies iónicas** y ocurren cuando se forma **un precipitado**, que es un compuesto insoluble o parcialmente soluble, que se representa con la fórmula molecular del compuesto seguida del símbolo **(s)**; **un gas insoluble o ligeramente soluble**, se representa por la fórmula molecular del gas seguida del símbolo **(g)**, un **electrólito débil**, se representa por la fórmula molecular del compuesto. Los electrolitos débiles se disocian parcialmente en iones en solución acuosa, pero existen principalmente en forma molecular.

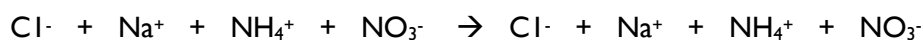
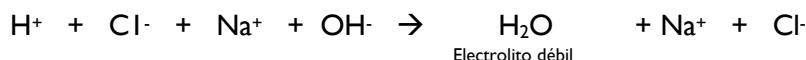
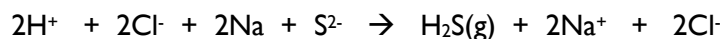
Por ejemplo la reacción:



Se representa:



Otros ejemplos son:



En la reacción anterior no se forma ningún nuevo producto por lo que se dice que no hay reacción y se representa de la siguiente forma:



Para escribir las ecuaciones de las reacciones de metátesis, necesitamos identificar estos tipos de compuestos (compuestos insolubles, solubles, gases insolubles y electrolitos débiles). Las reglas siguientes están destinadas a este fin.

1. Reglas de solubilidad. La clasificación de las sustancias iónicas de acuerdo a su solubilidad en agua es difícil. Nada es completamente "insoluble" en agua. El grado de solubilidad varía mucho de una sustancia "soluble" a otras. Sin embargo, un esquema de clasificación según la solubilidad es útil aunque debe considerarse como aproximado. Las reglas dadas en la tabla 3 se aplican a los compuestos de los siguientes cationes:

(1<sup>+</sup>); Li<sup>+</sup>, K<sup>+</sup>, Rb<sup>+</sup>, Cs<sup>+</sup>, NH<sub>4</sub><sup>+</sup>, Ag<sup>+</sup>

(2<sup>+</sup>); Mg<sup>2+</sup>, Ca<sup>2+</sup>, Sr<sup>2+</sup>, Ba<sup>2+</sup>, Mn<sup>2+</sup>, Fe<sup>2+</sup>, Co<sup>2+</sup>, Ni<sup>2+</sup>, Cu<sup>2+</sup>, Zn<sup>2+</sup>, Cd<sup>2+</sup>, Hg<sub>2</sub><sup>2+</sup>, Hg<sup>2+</sup>, Sn<sup>2+</sup>, Pb<sup>2+</sup>

(3<sup>+</sup>); Fe<sup>3+</sup>, Al<sup>3+</sup>, Cr<sup>3+</sup>.

Los compuestos que se disuelven en la medida de por lo menos 10 g/litro, se clasifican como solubles. Aquellos compuestos con solubilidades que son intermedias entre estos límites, se clasifican como ligeramente solubles (y se indican con asteriscos en la tabla 3). Estas normas son comunes pero arbitrarias. La mayor parte de los ácidos son solubles en agua.

2.- Gases. Los gases comúnmente insolubles y formados en reacciones de metátesis aparecen en la **tabla 4**. Pueden considerarse que las reacciones en las cuales se producen tres de estos gases (CO<sub>2</sub>, SO<sub>2</sub> y NH<sub>3</sub>) entrañan la formación inicial de una sustancia que luego se separa para producir el gas y el agua. La reacción de Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> y HCl, por ejemplo produce H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>:



El H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> es inestable y se descompone en SO<sub>2</sub> y H<sub>2</sub>O:



**Tabla 3. Solubilidad de algunos compuestos iónicos en agua<sup>a</sup>**

NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Todos los nitratos son solubles
C <sub>2</sub> H <sub>3</sub> O <sub>2</sub> <sup>-</sup>	Todos los acetatos son solubles
ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Todos los cloratos son solubles
Cl <sup>-</sup>	Todos los cloruros son solubles, excepto AgCl, Hg <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub> y PbCl <sub>2</sub> *
Br <sup>-</sup>	Todos los bromuros son solubles, excepto AgBr, Hg <sub>2</sub> Br <sub>2</sub> , PbBr <sub>2</sub> * y HgBr <sub>2</sub> *
I <sup>-</sup>	Todos los yoduros son solubles, excepto AgI, Hg <sub>2</sub> I <sub>2</sub> , PbI <sub>2</sub> , y HgI <sub>2</sub>
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Todos los sulfatos son solubles, excepto CaSO <sub>4</sub> , SrSO <sub>4</sub> , BaSO <sub>4</sub> , PbSO <sub>4</sub> y AgSO <sub>4</sub> *

Principalmente insolubles en agua	
$S^{2-}$	Todos los sulfuros son insolubles, excepto los de los elementos IA y IIA y $(NH_4)_2S$
$CO_3^{2-}$	Todos los carbonatos son insolubles, excepto los de los elementos IA y $(NH_4)_2CO_3$
$SO_3^{2-}$	Todos los sulfitos son insolubles, excepto los de los elementos IA y $(NH_4)_2SO_3$
$PO_4^{3-}$	Todos los fosfatos son insolubles, excepto los de los elementos IA y $(NH_4)_2PO_4$
$OH^-$	Todos los hidróxidos son insolubles, excepto los de los elementos IA y $Ba(OH)_2^*$ y $Ca(OH)_2^*$
a	Se consideran los siguientes cationes: los de las familias IA y IIA, $NH_4^+$ , $Ag^+$ , $Sr^{2+}$ , $Mn^{2+}$ , $Fe^{2+}$ , $Co^{2+}$ , $Ni^{2+}$ , $Cu^{2+}$ , $Zn^{2+}$ , $Cd^{2+}$ , $Hg_{22+}$ , $Hg_{2+}$ , $Sn^{2+}$ , $Pb^{2+}$ , $Fe^{3+}$ , $Al^{3+}$ , $Cr^{3+}$ .
*	Los compuestos ligeramente solubles (*marcados con asterisco) se disuelven en la medida de entre 1 g/litro y 10 g/litro.

Tabla 4. Re las ara la formación de al unos ases comunes por reacciones de metátesis	
Gas	
$H_2S$	Cualquier sulfuro (sal de $S^{2-}$ ) Y cualquier ácido forman $H_2S$ (g) y una sal
$CO_2$	Cualquier carbonato (sal de $CO_3^{2-}$ ) y cualquier ácido forman $CO_2$ (g) y $H_2O$ y una sal.
$NH_3$	Cualquier sal de amonio (sal de $NH_4^+$ ) y cualquier hidróxido fuerte soluble forman $NH_3$ (g), $H_2O$ y una sal.
$SO_2$	Cualquier sulfito (sal de $SO_3^{2-}$ ) y cualquier ácido forman $SO_2$ (g), $H_2O$ y una sal.

3.- Electrolitos débiles. A continuación se da una lista simplificada de reglas

- Acidos.** Los ácidos comunes son electrolitos débiles, excepto  $HClO_4$ ,  $HClO_3$ ,  $HCl$ ,  $HBr$ ,  $HNO_3$  y  $H_2SO_4$  (Solo la primera ionización).
- Bases.** Los hidróxidos de los elementos del grupo IA Y de  $Ca^{2+}$ ,  $Sr^{2+}$ ;  $Ba^{2+}$  son solubles y fuertes. La mayor parte de los restantes son insolubles y débiles.
- Sales.** La mayor parte de las sales comunes son electrolitos fuertes.
- Agua.** El agua es un electrolito débil

En el segundo caso, su sal de sustitución depende de dos metales, cuando un no metal reemplaza a un ión no metálico de su sal, la sustitución depende de los dos no metales participantes, X o Z. Existe una serie similar a la serie electromotriz para los halógenos:  $F_2$ ,  $Cl_2$ ,  $Br_2$ ,  $I_2$

Ejemplos:

- $Cl_2 + NaBr \rightarrow Br_2$
- $I_2 + NaBr \rightarrow$  Sin reacción

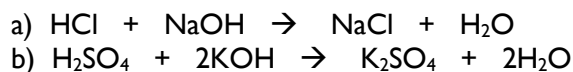
e) Reacciones de neutralización. Un tipo importante de las reacciones de, doble sustitución son las reacciones de neutralización

Estas reacciones se resumen como sigue:



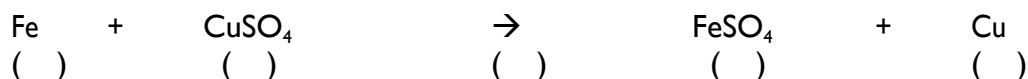
En este caso, el agua que, se forma como producto es la sustancia poco ionizada que impide la reversibilidad de la reacción.

Ejemplos:



## EJERCICIOS

1. En la siguiente ecuación química identifique; a los reactivos (R), los productos (P), dirección de la reacción (DR).

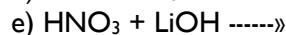
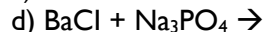
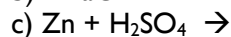


2. Escriba el modelo general para las reacciones de descomposición, sustitución, metátesis, neutralización y de un ejemplo de cada una de ellas.

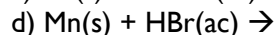
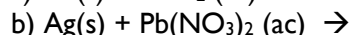
3. Complete las siguientes ecuaciones químicas:



Electrólisis



4. Con base a la tabla de actividades (tabla 2). ¿Cuál sea el resultado de las siguientes reacciones?



5. Utilizando la serie de actividad de la tabla 2, escriba ecuaciones químicas balanceadas para las reacciones siguientes. Si no se efectúa reacción, escriba sencillamente N. R.

a) Se agrega zinc metálico a una solución de nitrato de plata.

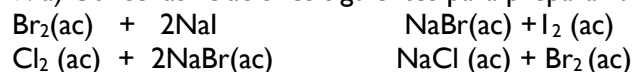
b) Se agrega hierro metálico a una solución de sulfato de aluminio.

c) Se adiciona ácido clorhídrico a cobalto metálico.

6. Utilice las ecuaciones siguientes para preparar una serie de actividad para los elementos hipotéticos, A, B, C y D:



7. a) Utilice las relaciones siguientes para preparar una serie de actividades para los halógenos:



b) Prediga si se realiza alguna reacción si se mezclan las siguientes sustancias:  $\text{Cl}_2(\text{ac})$  y  $\text{KI}(\text{ac})$ ;  $\text{Br}_2(\text{ac})$  y  $\text{LiCl}(\text{ac})$ .

8. Escriba las ecuaciones químicas balanceadas de las reacciones que ocurren cuando se mezclan las soluciones acuosas de los siguientes pares de compuestos. Indique todas las sustancias (reactivos y productos) en la forma adecuada:

- a)  $\text{FeCl}_3$  y  $(\text{NH}_4)\text{PO}_4$ ,
- b)  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  y  $\text{CuCl}_2$ ,
- c)  $\text{ZnSO}_4$  y  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,
- d)  $\text{CaCO}_3$  y  $\text{HNO}_3$

9. Escriba las ecuaciones iónicas balanceadas para las reacciones que resultan entre:

- a) sulfuro de zinc y ácido clorhídrico, b) Carbono de sodio y acetato de estroncio, c) cloruro de zinc y sulfato de amonio, d) nitrato de magnesio e hidróxido de bario, e) fosfato de sodio y ácido bromhídrico.



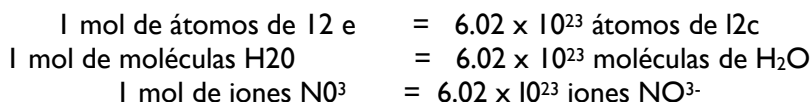
## MOL, NUMERO DE AVOGADRO Y MASA MOLAR

Aun las muestras mas pequeñas con las cuales podemos trabajar en el laboratorio contienen una gran cantidad de átomos, iones o moléculas. Por ejemplo, una cucharadita de té (alrededor de 5 ml) contiene  $2 \times 10^{23}$  moléculas de agua. Es conveniente tener una unidad especial para descubrir números tan grandes.

En la vida diaria acostumbrados a contar las unidades como docenas (12 objetos) y gruesas (144 objetos) al tratar cantidades grandes. En química, la unidad que utilizaremos para tratar como átomos, iones y moléculas es el **mol**. (El termino mol proviene del latín, moles que significa "una masa").

El termino molécula es, el diminutivo de esta palabra y significa "una masa pequeña". Un mol se define como la cantidad de materia que contiene tantos objetos (átomos, moléculas o cualquier objeto que estemos considerando) como el numero exacto de átomos en 12g de  $^{12}\text{C}$ . A partir de numerosos experimentos; los científicos han determinado el número de átomos en esta cantidad de  $^{12}\text{C}$ , que es  $6.0221367 \times 10^{23}$  como numero de Avogadro. El alumno debe memorizar este valor.

Un mol de iones, moléculas o cualquier cosa, contiene el numero de Avogadro de estos objetos:



El número de Avogadro es tan grande que es difícil imaginar su valor. Si se colocaron  $6.02 \times 10^{23}$  canicas sobre la superficie de toda la tierra, se podría tener una capa de ¡3 millas de espesor!.

### EJERCICIO DE MUESTRA

¿Cuántos átomos de C hay en 0.350 moles de  $C_6H_{12}O_6$  en 1 mol?. Cada molécula contiene 6 átomos de C:

#### Solución:

Hay  $(6.02 \times 10^{23} \text{ moléculas / 1 mol})(6 \text{ átomos de C / 1 moléculas}) = 1.6 \times 10^{24} \text{ átomos de C}$ .

### EJERCICIO DE PRÁCTICA

¿Cuántos átomos de nitrógeno hay en 0.25 moles de  $Ca(NO_3)_2$ ?

Respuesta:  $3.0 \times 10^{23}$

### MASA MOLAR

Un solo átomo de  $^{12}C$  tiene una masa de 13 uma, en tanto que sólo un átomo de  $^{24}Mg$  tiene una masa doble, 24 uma. Como una mol siempre tiene el mismo número de partículas, una mol de  $^{24}Mg$  debe tener el doble que la masa de un mol de átomos de  $^{12}C$ . Como una mol de  $^{12}C$  pesa 12 gramos (por definición), entonces un mol de  $^{24}Mg$  debe pesar 24 g. Nótese que la masa de un solo átomo de un elemento, (en uma) es numéricamente igual una masa (en gramos) de 1 mol de átomos de ese elemento. Este hecho es verdadero, cualquiera que sea el elemento.

Un átomo de  $^{12}C$  pesa 13 uma; 1 mol de  $^{12}C$  pesa 12 gramos.

Un átomo de  $^{24}Mg$  pesa 24 uma; 1 mol de  $^{24}Mg$  pesa 24 gramos.

Un átomo de  $^{197}Au$  pesa 197 uma; 1 mol de  $^{197}Au$  pesa 197 gramos.

La masa en gramos de 1 mol de una sustancia,  $M$ , denomina masa molar. La masa molar (en gramos) de cualquier sustancia siempre es numéricamente igual a su peso formular (en uma):

Una molécula de  $H_2O$  pesa 18.0 uma; 1 mol de  $H_2O$  pesa 18.0 gramos

Un ión  $NO_3^-$  pesa 62.0 uma; 1 mol de  $NO_3^-$  pesa 62.0 gramos

Una unidad de  $NaCl$  pesa 58.5 uma; 1 mol de  $NaCl$  pesa 58.5 gramos

### EJERCICIO DE PRÁCTICA

Calcular la masa molar de  $Ca(NO_3)_2$

Respuesta: 164.1 g.

## INTERCONVERSIÓN DE MASA, MOLES y NUMERO DE PARTICULAS

Las conversiones de masa a moles y de moles a masa se encuentran frecuentemente en los cálculos que utilizan el concepto de mol. Estos cálculos se hacen fácilmente a través de análisis dimensional, como se ilustra en los dos ejercicios.

### EJERCICIO DE MUESTRA

¿Cuántas moles de glucosa  $C_6H_{12}O_6$  hay, a) en 538 g. y b) en 1.00 g. de esta sustancia?

Solución

a) Un mol de  $C_6H_{12}O_6$  pesa 180 g., por consiguiente, debe haber más de 1 mol en 538 g.

Moles  $C_6H_{12}O_6 = (538 \text{ g. de } C_6H_{12}O_6 / 180 \text{ g } C_6H_{12}O_6) = 2.99 \text{ moles}$

b) En este caso debe haber menos de 1 mol.

Moles  $C_6H_{12}O_6 = (1.00 \text{ g. de } C_6H_{12}O_6) (1 \text{ mol de } C_6H_{12}O_6 / 180 \text{ g de } C_6H_{12}O_6) = 5.5 \times 10^{-3} \text{ moles.}$

### EJERCICIO DE PRÁCTICA

¿Cuántas moles de  $NaHCO_3$  hay en 5.08 de esta sustancia?

¿Cuál es la masa, en gramos de 6.33 mol de  $NaCO_3$ ?

Respuesta: 532 g.

### EJERCICIO MUESTRA

¿Cuál es la masa, en gramos, de 0.433 moles de  $C_6H_{12}O_6$  ?

Solución: Como es menor que un mol, la masa será menor de 180 g. que es la masa de 1 mol.

Gramos  $C_6H_{12}O_6 = (0.433 \text{ moles. de } C_6H_{12}O_6) (1 \text{ g de } C_6H_{12}O_6 / 180 \text{ moles de } C_6H_{12}O_6) = 77.9 \text{ g.}$

La masa en cierto número de moles de una sustancia siempre es el número de moles multiplicados por la masa de 1 mol.

### EJERCICIOS

1. ¿Cuántas moléculas de  $NaOH$  hay en 3.25 mol de  $NaOH$ ?
2. ¿Cuál es la masa en gramos de un mol de  $^{12}C$ ?
3. ¿Cuál es la masa en gramos de 3 mol de  $^{14}N$ ?
4. ¿Cuántas moles hay en 5.2 g. de  $Mg(NO_3)_2$ ?
5. ¿Cuántos átomos de nitrógeno hay en 3.75 mg. de  $Mg(NO_3)_2$ ?



6. ¿El aspartame, edulcorante artificial comercializado por G. D. Searle como NutraSweet, tiene una fórmula molecular  $C_{14}H_{18}N_2O_5$ .

- a) ¿Cuántas moles existen en 75g. de aspartame?
- b) ¿Cuál es la masa en gramos de 57.8g de aspartame?
- c) ¿Cuántos átomos de nitrógeno hay en 8.22 mg. de aspartame?

7. Calcule las moléculas que hay en cada una de las muestras siguientes:

- a) 0.150 moles de acetileno ( $C_2H_2$ ), se emplea en soldadura
- b) 0.350 moles de propano ( $C_3H_8$ )
- c) Una tableta de 1000 mg. de paracetamol ( $C_8H_9O_2N$ ), un analgésico.

8. Se requieren alrededor de 25  $\mu g$  de tetrahidrocanabinol (THC) el ingrediente activo de la marihuana, para producir intoxicación. La fórmula molecular de THC es  $C_{21}H_{30}O_2$ . ¿Cuántas moles de THC representan esto 25 $\mu g$ ? ¿Cuántas moléculas?

9. El óxido de aluminio  $Al_2O_3$ , se representa en la naturaleza como el mineral corundum. Este mineral notable por su dureza, tiene una densidad de 3.97 g/cm<sup>3</sup>. Calcule el número de átomos de Al en 10.0 cm<sup>3</sup> de  $Al_2O_3$ .

10. Una mezcla de AgCl puro AgBr puro contiene 60.94% de Ag por masa. ¿Cuáles son los porcentajes de masa de Cl y Br en la mezcla?



## BALANCEO DE ECUACIONES

Un método conveniente para representar los cambios y las transformaciones que experimenta la materia es establecer un sistema con los elementos conocidos usando símbolos, fórmulas y ecuaciones para que de manera abreviada, se puedan explicar todos estos cambios.

La ley de la conservación de la masa establece que antes y después de todas las reacciones químicas balanceadas (nucleares) debe estar presente la misma cantidad de materia.

Una ecuación química balanceada indica la exacta proporción en que dos o más sustancias se cambian y los productos que se forman. Debe existir el mismo número de cada uno de los elementos tanto en los reactivos como en los productos.

Existen varios métodos para balancear una ecuación:

- Por tanteo;
- Oxidación y reducción;
- Algebraico;
- Ión electrón.

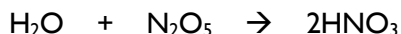
## BALANCEO POR TANTEO

El método de tanteo o por inspección, consiste en anteponer a las fórmulas que intervienen en una reacción los coeficientes necesarios para que los elementos de los reactivos y de los productos sean iguales.

Balancear por tanteo la siguiente ecuación:



a) Existen dos hidrógenos en el primer miembro  $\text{H}_2\text{O}$  y 1 un hidrógeno en el lado de los productos ( $\text{HNO}_3$ ). Con agregar un dos al ácido nítrico queda balanceado el hidrógeno.



b) El nitrógeno, también queda equilibrado, pues hay dos en el miembro  $\text{H}_2\text{O}$  y 1 un hidrógeno en el lado de los productos ( $\text{HNO}_3$ )

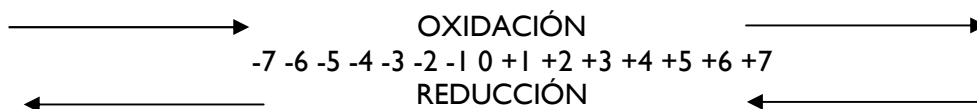
c) Para el oxígeno se tiene un oxígeno en el agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ) y cinco oxígeno en el anhídrido-nítrico ( $\text{N}_2\text{O}_5$ ) dan un total de seis oxígenos.

## BALANCEO DE ECUACIONES POR EL MÉTODO DE OXIDACIÓN y REDUCCIÓN

El balanceo de ecuaciones por este método está basado en que el número de electrones perdidos en una reacción química debe ser igual al número de electrones ganados.

Se proporciona a continuación algunas definiciones importantes.

OXIDACIÓN	Perdida de electrones Aumento de número de oxidación
REDUCCIÓN	Ganancia de electrones Disminución del número de oxidación



**NUMERO DE OXIDACIÓN.** Representa el estado de oxidación de un elemento libre o combinado en un compuesto químico.

**AGENTE OXIDANTE.** Son especies que:

- 1) Ganan electrones    2) Son reducidos    y    3) Oxidan otras sustancias

**AGENTE REDUCTOR**

- 1) Pierde electrones    2) Se oxidan    y    3) Reducen a otras sustancias

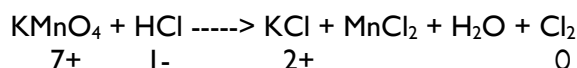
El procedimiento general para balancear una ecuación por el método de oxidación y reducción es la siguiente:

1. Identificar las especies que cambian de número de oxidación en la reacción
2. Se escribe la semirreacción de oxidación y reducción
3. Se iguala el número de electrones perdidos con el número de electrones ganados y Viceversa
4. Escribir los coeficientes obtenidos por óxido-reducción en la ecuación inicial
5. Complementar el balanceo por tanteo siguiendo por los elementos diferentes de hidrógenos, seguir con el H y comprobar con el O.

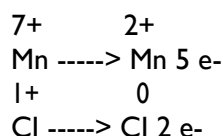
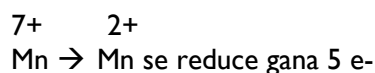
Ejemplo. Balancear la ecuación:



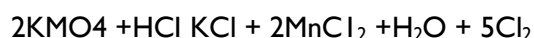
Paso 1.



Paso 2.



Paso 3



Paso 5

Balancear K



Balancear Cl



Balancear H

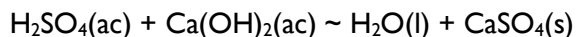


Al balancear los oxígenos se nota que están completos tanto en los reactivos como en los productos.

## EJERCICIOS

1. ¿Que principio científico o ley se utiliza en el proceso de balanceo de ecuaciones químicas?
2. ¿Cuáles son los símbolos que se utilizan para representar gases, líquidos, sólidos y soluciones acuosas en las ecuaciones químicas?

3. La ecuación siguiente en la forma en que está ¿Es consistente con la ley de la conservación de la masa?



Justifique su respuesta.

4. Balancee las siguientes ecuaciones poniendo los coeficientes que faltan.

- a) \_\_\_\_\_  $\text{La}_2\text{O}_3$  + \_\_\_\_\_  $\text{H}_2\text{O}$   $\rightarrow$  \_\_\_\_\_  $\text{La}(\text{OH})_3$  (s) \_\_\_\_\_
- b) \_\_\_\_\_  $\text{CH}_4(\text{g})$  + \_\_\_\_\_  $\text{Cl}_2(\text{g})$   $\rightarrow$  \_\_\_\_\_  $\text{CCl}_4(\text{g})$  \_\_\_\_\_  $\text{HCl}(\text{ac})$
- c) \_\_\_\_\_  $\text{PCl}_5(\text{l})$  + \_\_\_\_\_  $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$   $\rightarrow$  \_\_\_\_\_  $\text{H}_3\text{PO}_4(\text{ac})$  + \_\_\_\_\_  $\text{HCl}(\text{ac})$
- d) \_\_\_\_\_  $\text{Al}(\text{OH})_3$  + \_\_\_\_\_  $\text{HCl}$   $\rightarrow$  \_\_\_\_\_  $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$  + \_\_\_\_\_  $\text{AlCl}_3(\text{ac})$
- e) \_\_\_\_\_  $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}(\text{g})$  +  $\text{O}_2(\text{g})$   $\rightarrow$  \_\_\_\_\_  $\text{CO}_2(\text{g})$  + \_\_\_\_\_  $\text{NO}_2(\text{g})$  + \_\_\_\_\_  $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$

5. Escriba una ecuación química balanceada que corresponda a cada una de las descripciones siguientes:

- a) Cuando el trióxido de azufre gaseoso reacciona con el agua se forma una solución de ácido sulfúrico.
- b) El sulfuro de boro,  $\text{B}_2\text{S}_3(\text{s})$  reacciona violentamente con el agua para formar ácido bórico que queda disuelto,  $\text{H}_3\text{BO}_3$ , y sulfuro de hidrógeno gaseoso.
- c) Cuando el nitrato de mercurio II sólido se calienta, se descompone para formar óxido de mercurio (II) sólido, dióxido de nitrógeno gaseoso y oxígeno.
- d) Cuando el gas amoníaco,  $\text{NH}_3$ , se pasa sobre sodio metálico líquido caliente, se libera hidrógeno gaseoso y se forma amina de sodio,  $\text{NaNH}_2$ , como producto sólido.

6. Balance las relaciones siguientes y clasifíquelas como de: combinación (c), descomposición (d C), desplazamiento sencillo (Ds), desplazamiento doble o metátesis (Dd):

7.

- a) \_\_\_\_\_  $\text{H}_2\text{O}_2(\text{ac})$  \_\_\_\_\_  $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$  +  $\text{O}_2(\text{g})$
- b) \_\_\_\_\_  $\text{Fe}(\text{s})$  + \_\_\_\_\_  $\text{Cl}_2(\text{g})$  \_\_\_\_\_  $\text{FeCl}_3(\text{s})$
- c)  $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{ac})$  + \_\_\_\_\_  $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{ac})$  \_\_\_\_\_  $\text{CaCO}_3(\text{s})$  + \_\_\_\_\_  $\text{NaOH}(\text{ac})$
- d)  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2(\text{ac})$  + \_\_\_\_\_  $\text{Fe}(\text{s})$  \_\_\_\_\_  $\text{Cu}(\text{s})$  + \_\_\_\_\_  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2(\text{ac})$



## ESTEQUIOMETRÍA

La Estequiometría (metría, medida y estequio, elemento) es la parte de la química que estudia las relaciones en masa que existen entre los compuestos en las relaciones químicas. La Estequiometría es

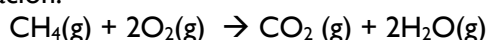
muy importante, ya que permite a los químicos conocer las cantidades de productos que corresponde a cierta parte de reactivos. Los cálculos estequiométricos son muy sencillos, si se siguen unos pasos básicos.



## INTERPRETACIÓN MOLAR DE LAS ECUACIONES QUÍMICAS

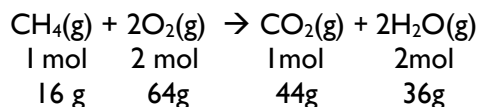
Las relaciones de masa que existen entre los compuestos que intervienen en una relación química se aprecian claramente en la ecuación química balanceada que representa la reacción.

- a) Los coeficientes indican el número de moles de reactivos y productos que intervienen
- b) El número de moles puede ser convertido en gramos, multiplicado por las masas fórmula gramo de la sustancia que aparece en la ecuación.

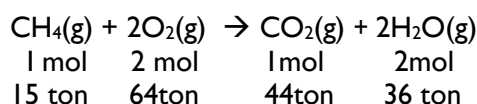


- c) En la ecuación anterior se aprecia que 1 mol de metano (en ausencia de un coeficiente se entiende que éste es 1).reacciona con 2 moles de oxígeno para formar 1 mol de dióxido de carbono y 2 de agua.

Si la masa fórmula gramo de cada sustancia se multiplica por el coeficiente que la precede en la ecuación, se tiene la reacción en gramos que guardan las sustancias entre sí: 16 g de metano reaccionan con 64 g de oxígeno para formar 44 g de dióxido de carbono y 36 g de agua.



La relación en masa puede expandirse en cualquier unidad de mas, como tonelada, Kilogramo, libras etc. Para ello el término mol se sustituye por el de mol - tonelada o mol -Kg. y el término masa fórmula gramo, por el de masa fórmula 'Kilogramo, pero se conserva el mismo valor numérico para indicar la reacción:



La unidad de masa seleccionada debe ser la misma para todas' Las sustancias que vayan a ser relacionadas a través de una ecuación química.



## EL FACTOR DE CONVERSIÓN UN MÉTODO DE CÁLCULO

Una vez estabilizada las relaciones molares, dos de ellas se pueden expresar en forma de factor, colocándolas indistintamente como numerador o como denominador de una división.

$$\frac{1 \text{ mol CH}_4}{2 \text{ mol O}_2} \quad \frac{2 \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol CH}_4}$$

La ecuación anterior permite gran número de factores:

$$\frac{44 \text{ CO}_2}{36 \text{ g H}_2\text{O}} \quad \frac{36 \text{ g H}_2\text{O}}{2 \text{ mol O}_2} \quad \frac{1 \text{ mol CO}_2}{16 \text{ g CH}_4}$$

## RESOLUCIÓN DE PROBLEMAS

Un problema de estequiometría pregunta qué cantidad (desconocida) de una sustancia se puede obtener (o reacciona con) a partir de una cantidad (conocida) de otra sustancia. Para resolver el problema se sigue estos pasos:

- Entre las diferentes sustancias que aparecen en la ecuación a la que se refiere el problema, seleccionar aquellas dos, una de cantidad conocida y otra de cantidad desconocida que debe relacionarse.
- La reacción que guardan ambas sustancias en la ecuación se - escribe como factor, considerando las unidades que indican el problema; en el numerador se coloca el número de moles o gramos (u otra masa) de sustancia cuya cantidad es desconocida y en el denominador se coloca el número de moles o la masa de la sustancia conocida.
- La sustancia conocida en cantidad a la que se refiere el problema, se multiplica por el factor anterior, al simplificar las unidades queda únicamente la que aparecía en el numerador del factor.

Ejemplos.

1) Calcular el número de moles de  $\text{CO}_2$  que se forma en la combustión de 80g de metano

- Sustancia cuya cantidad es desconocida: moles de  $\text{CO}_2$  sustancia cuya cantidad conocida: 80g de metano.
- La reacción que tiene ambas sustancias en la ecuación es la que se forma 1 mol de  $\text{CO}_2$  por cada 16g de metano .. Escrito como factor:

$$\frac{1 \text{ mol CO}_2}{16 \text{ g CH}_4}$$

c)

$$80 \text{ g de CH}_4 \times \frac{1 \text{ mol CO}_2}{16 \text{ g CH}_4} = 5 \text{ mol CO}_2$$

2) ¿Cuántos Kg de agua forman si se queman 50 Kg. de metano?

$$\frac{\text{Kg. de agua}}{50 \text{ Kg. de metano}}$$

$$\frac{36 \text{ Kg H}_2\text{O}}{16 \text{ Kg CH}_4}$$

c)  $50 \text{ Kg de CH}_4 \times \frac{36 \text{ Kg}}{36 \text{ Kg CH}_4} = 112.5 \text{ Kg H}_2\text{O}$

3) Calcular cuántas moles de oxígeno reaccionan con 10 moles de metano.

a) moles de oxígeno

10 moles de metano

b) 2 moles O<sub>2</sub>

c) 10 mol C<sub>4</sub>H<sub>10</sub> X 2 mol O<sub>2</sub>

\_\_\_\_\_ = 20 mol O<sub>2</sub>

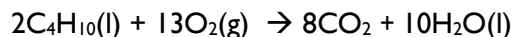
1 mol C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>

## EJERCICIOS

1. ¿Por qué es indispensable utilizar ecuaciones químicas balanceadas para realizar problemas de estequiometría?

2. ¿Qué parte de las ecuaciones químicas proporcionan información respecto a los números relativos de moles de reactivos y de productos comprendidos en una reacción?

3. La combustión completa del butano, C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>, (combustible de los encendedores) se efectúa como sigue:



a) ¿Cuántas moles de oxígeno son necesarias para quemar 10.0 moles de butano en esta forma?

b) Cuando se queman 10.0 g de butano ¿Cuántos gramos de oxígeno se necesitan?

4. El ácido fluorhídrico, HF(ac), no se guarda en frascos de vidrio porque los silicatos del vidrio son atacados por el ácido fluorhídrico. Por ejemplo, el silicato de sodio (Na<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>), reacciona del modo siguiente:

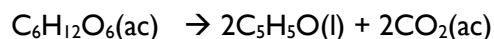


a) ¿Cuántas moles de HF se necesitan para disolver 2.50 moles de silicato de sodio en esta reacción?

b) ¿Cuántos gramos de NaF se forman cuando 5.00 moles de HF reaccionan de este modo?

c) ¿Cuántos gramos de silicato de sodio se pueden disolver por 5.00 g de HF?

5. La fermentación de la glucosa, C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>, produce alcohol etílico, C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>O y CO<sub>2</sub>.

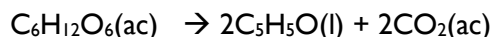


a) ¿Cuántas moles de CO<sub>2</sub> se producen cuando 0.350 moles de glucosa reaccionan de esta manera?

b) ¿Cuántos gramos de glucosa se necesitan para formar 10 moles de etanol?

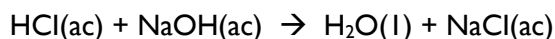
c) ¿Cuántos gramos de CO<sub>2</sub> se forma cuando se producen 10.0 g de etanol?

6. La efervescencia que se produce cuando una tableta de Alka Seltzer se disuelve en agua se debe a la reacción entre el bicarbonato de sodio,  $\text{NaCOH}_3$ , y el ácido cítrico,  $\text{H}_3\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7$ .



¿Cuántos gramos de ácido cítrico se deben emplear por cada 0.500 g de bicarbonato de sodio?

7. Supongamos que se dispone de ácido clorhídrico concentrado con una pureza del 37%, cuya densidad es de 1.1850 g/ml. ¿Cuántos mililitros de este ácido se requieren para neutralizar totalmente una solución que contiene 40 g de NaOH?



8. Si en una titulación se utilizan 23.85 ml de una solución de 9 ml de HCl concentrado (considere las características del HCl del problema anterior) en 1000 ml de agua, para neutralizar totalmente una solución de carbonato de sodio ¿Cuál es la masa de carbonato de sodio presente en la solución? Escriba la ecuación balanceada de la reacción.



## EL CONCEPTO DE pH, pOH y pK

Como el uso de números tales como  $1.0 \times 10^{-7}$  y  $1.0 \times 10^{-32}$  es engorroso e incómodo, la acidez o alcalinidad de una solución se expresa comúnmente en una escala logarítmica por medio de 10 que se llama el pH.

El pH de una solución se define como el logaritmo decimal del inverso de la concentración de iones  $\text{H}^+$ . Así pues, por definición,

$$\text{pH} = \log \frac{1}{[\text{H}^+]} = -\log [\text{H}^+] \quad \text{o} \quad [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

De igual forma, la expresión correspondiente para la concentración del ión  $\text{OH}^-$  es pOH, definida como:

$$\text{pOH} = \log \frac{1}{[\text{OH}^-]} = -\log [\text{OH}^-] \quad \text{o} \quad [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$$

Por ejemplo, si  $[\text{OH}^-] = 10^{-3}$ , se tendrá que el  $\text{pH} = \log 1/[\text{OH}^-] = \log 1/10^3$ . Cuanto más pequeño es el pH, mayor es la acidez.

La reacción entre pH y pOH se puede ver de la expresión

$$[\text{H}^+] \times [\text{OH}^-] = K_w = 10^{-14}$$



tomando logaritmo en ambos lados y cambiando el signo:

$$\log [H^+] + \log [OH^-] = -\log 10^{-14} = -14$$

(recuerde  $\log AB = \log A + \log B$ )

$$-\log [H^+] - \log [OH^-] = 14$$

$$pH + pOH = 14$$

Por ejemplo, si el pH de una solución es 4.0 su  $pOH = 14.0 - 4.0 = 10.0$ . Cuando más pequeño es el pOH mayor es la acidez. En la siguiente tabla, se muestra la relación entre  $[H^+]$ ,  $[OH^-]$ , pH Y pOH.

### La Escala de pH

	pH	$H^+$	$OH^-$	pOH	A C I D E Z	
Acido de Batería	0	$10^0$	$10^{-14}$	14		
Acido estomacal	1	$10^{-1}$	$10^{-13}$	13		Fuente ácida
Jugo de limón	3	$10^{-3}$	$10^{-11}$	11		
Agua de soda	4	$10^{-4}$	$10^{-10}$	10		
					B A S I C I D A D	
Café negro	5	$10^{-5}$	$10^{-9}$	9		Débilmente ácida
Agua pura	7	$10^{-7}$	$10^{-7}$	7		Neutra
Bicarbonato de sodio	9	$10^{-9}$	$10^{-5}$	5		Débilmente básica
Jabón de tocador	10	$10^{-10}$	$10^{-4}$	4		
Detergentes	11	$10^{-11}$	$10^{-3}$	3		
Limpiadores caseros	13	$10^{-13}$	$10^{-1}$	1		
Limpiadores de cañerías	14	$10^{-14}$	$10^0$	0		Fuertemente ácida

En general se ha adoptado un logaritmo negativo o escala "p" con la siguiente interpretación: cuando una cantidad está precedida por la letra p la combinación significa logaritmo de la cantidad que sigue a la letra p; así por ejemplo, si  $K_a$  es la constante de disociación de un ácido:

$$pK_a = \log \frac{1}{K_a} = -\log K_a$$

Con frecuencia se emplea el  $pK_a$  para definir la fuerza de un ácido o una base. Por ejemplo, un ácido cuya constante de ionización sea  $10^{-5}$ , tiene un  $pK = 5$ . De igual forma, si  $K_b$  es la constante de disociación de una base

$$PK_b = \log \frac{1}{K_b} = -\log K_b$$

1. ¿Cuál es el pH de una solución que tiene una concentración de  $[H^+]$  de:

- a) 0.050 M, 0.350 M,
- b)  $2.5 \times 10^{-8}$ ,
- c)  $3.3 \times 10^{-4}$ ?

2. ¿Cuál es el pH de una solución para la cual el  $[OH^-]$  es:

- a) 0.030 M,
- b) 0.15 M,
- c) 0.042 M?

3. ¿Cuál es la  $[H^+]$  de una solución con un pH de:

- a) 10.60,
- b) 3.33,
- c) 6.78?

4. ¿Cuál es la concentración de  $[OH^-]$  para cada uno de los siguientes:

- a) pH = 0.05,
- b) pOH = 4.32,
- c) 12.13,
- d) pOH = 12.34



## BIBLIOGRAFÍA BÁSICA

- Ganuza J.L. Casas M.P., Queipo M.P.- **"Química"**  
Ed. Mc. Graw-Hill 1991. Serie Schaum
- Garzón G.G. - **"Fundamentos de química general"**  
Ed. Mc. Graw-Hill 1986. Serie Schaum
- Ocampo, Fabila, Juárez - **"Fundamentos de Química I"**  
Ed. Publicaciones Cultural, México. 1989
- Brown, LeMay - **Química. "La Ciencia Central"**  
3ª Edición. Editorial Prentice-Hall. 1987
- Mortimer, CH., **Química**, 1ª Edición, Ed. Iberoamericana, 1989