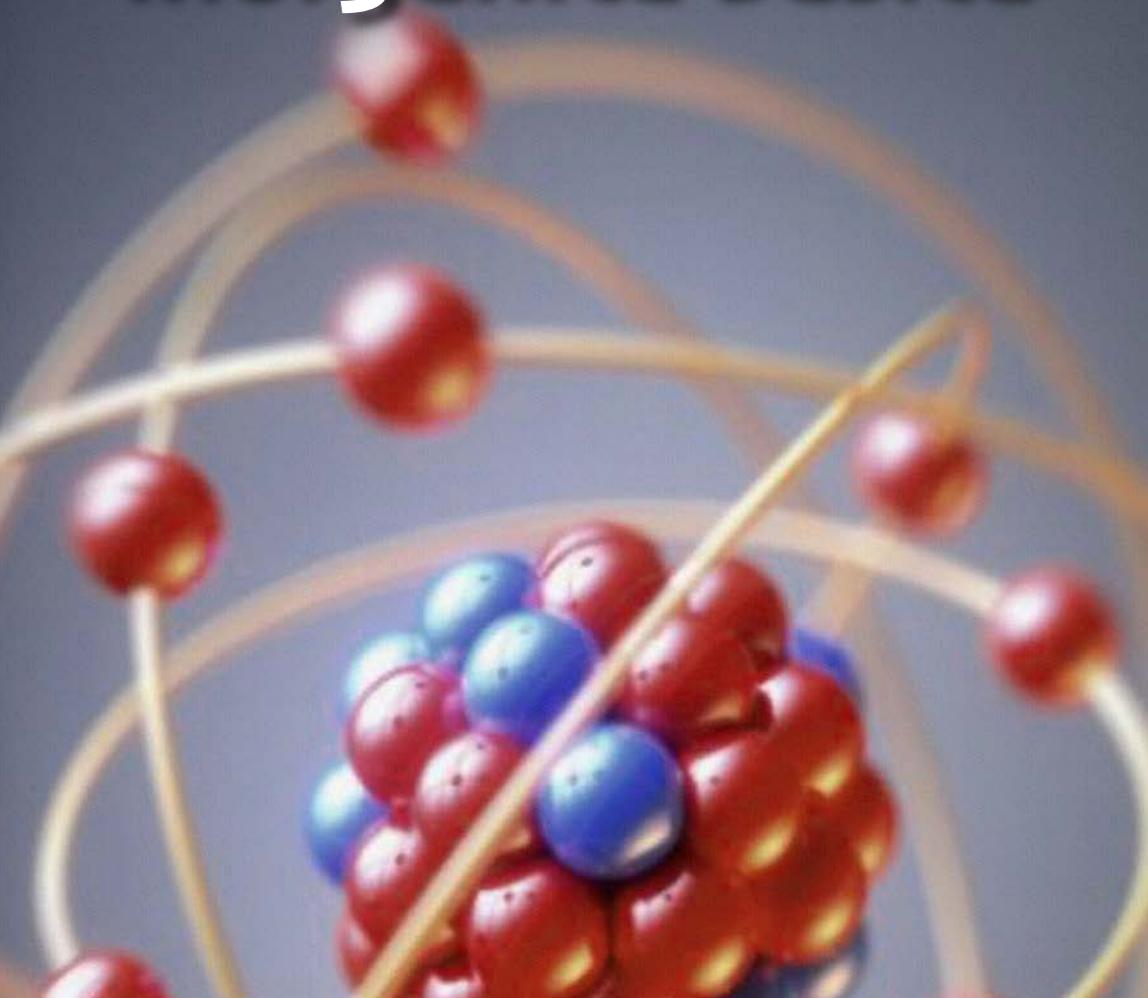


Universidad Politécnica Salesiana

Ernesto Delgado Fernández

Química inorgánica básica



Química inorgánica básica

Ernesto Delgado Fernández

Química inorgánica básica



ABYA
YALA | UNIVERSIDAD
POLITÉCNICA
SALESIANA

2021

QUÍMICA INORGÁNICA BÁSICA

© *Ernesto Delgado Fernández*

1ra edición: Universidad Politécnica Salesiana
Av. Turuhuayco 3-69 y Calle Vieja
Cuenca-Ecuador
Casilla: 2074
P.B.X. (+593 7) 2050000
Fax: (+593 7) 4 088958
e-mail: rpublicas@ups.edu.ec
www.ups.edu.ec

ÁREA DE CIENCIAS DE LA VIDA
CARRERA DE INGENIERÍA AMBIENTAL
Grupo de Investigación en Biotecnología
y Ambiente-INBIAM

ISBN impreso: 978-9978-10-563-4

ISBN digital: 978-9978-10-565-8

Edición, diseño,
diagramación
e impresión Editorial Universitaria Abya-Yala
Quito-Ecuador

Tiraje: 300 ejemplares

Impreso en Quito-Ecuador, junio de 2021

Publicación arbitrada de la Universidad Politécnica Salesiana

El contenido de este libro es de exclusiva responsabilidad de los autores.



Contenido

Dedicatoria	9
Agradecimientos	11
Importancia de las ciencias químicas	13
La relación de la química con otras ciencias	14
Estructura electrónica de los átomos	17
Distribución electrónica	19
Distribución de electrones.....	22
Regla de Hund.....	22
Valencia y electrones de valencia.....	24
La teoría del octeto de Lewis. (1916)	25
Enlaces químicos	27
Estados de la materia y cambios de estado	35
Fenómenos naturales	37
Mezclas y combinaciones	41
Métodos de separación de mezclas	41
Separación de mezclas heterogéneas.....	42
Combinación.....	44
Diferencias entre mezclas y combinaciones	45
La tabla periódica	47
Notación química	55
Estructura de las moléculas y representatividad	56
¿Qué es un radical?.....	57
Clases de fórmulas	58
Compuestos inorgánicos	58
Compuestos orgánicos.....	58
Fórmula química	59
Peso molecular o mol	59

Valencia de los elementos químicos	61
Valencia de los no-metales.....	61
Valencia de los metales	63
Nomenclatura y formulación de compuestos inorgánicos	69
Definiciones importantes	69
Nomenclatura de química inorgánica	71
Nomenclatura de los compuestos binarios	71
1. <i>Función anhídrido u óxido ácido</i>	71
2. <i>Función óxido metálico</i>	74
3. <i>Función ácido hidrácido</i>	75
Ácidos hidrácidos.....	75
4. <i>Función hidruro metálico</i>	75
5. <i>Función compuesto especial</i>	76
6. <i>Función haluro neutro o sal halógena neutra</i>	77
7. <i>Función compuesto no salino</i>	81
8. <i>Función peróxido</i>	83
9. <i>Función aleación binaria</i>	84
10. <i>Función amalgama binaria</i>	85
Nomenclatura de compuestos ternarios.....	86
1. <i>Función ácido oxácido</i>	86
Radicales halogénicos de ácidos oxácidos.....	89
2. <i>Función base o hidróxido metálico</i>	90
3. <i>Función oxisal neutra</i>	91
4. <i>Función haluro ácido</i>	94
5. <i>Función sulfoácido, seleniácido, telurácido</i>	97
6. <i>Función haluro doble</i>	98
7. <i>Función haluro mixto</i>	99
8. <i>Funciones sulfosal, selenisal y telurisal neutra</i>	99
9. <i>Función aleación ternaria</i>	100
10. <i>Función amalgama ternaria</i>	101
Nomenclatura de compuestos cuaternarios.....	102
1. <i>Función oxisal ácida</i>	102
2. <i>Función oxisal básica</i>	104
3. <i>Función haluro básico</i>	107
4. <i>Función oxisal doble</i>	109
5. <i>Función oxisal mixta</i>	110
6. <i>Funciones sulfosal, selenisal y telurisal ácida</i>	112

7. <i>Función aleación cuaternaria</i>	113
8. <i>Función amalgama cuaternaria</i>	114
Elementos anfóteros	115
Compuestos del manganeso (+2 +3 +4 +6 +7).....	115
Sales importantes del manganeso	116
Compuestos del nitrógeno (+1 +2 +3 +4 +5)	117
Compuestos del cromo (+2 +3 +6).....	118
Sales importantes del cromo	119
Reacción química	121
Velocidad de reacción	121
Catalizador químico.....	121
Clases de reacciones	122
Ecuación química	127
Ecuación redox.....	127
Valencia de los elementos en una ecuación redox	128
Normas para igualar una ecuación redox por el método de la valencia	128
Estequiometría	137
Conceptos básicos	137
Leyes ponderales	141
Leyes.....	141
1. <i>Ley de Lavoisier o de conservación de la materia</i>	141
2. <i>Ley de Proust o de las proporciones definidas</i>	141
3. <i>Ley de Dalton o de las proporciones múltiples</i>	142
4. <i>Ley de Wenzely Richter o de las proporciones recíprocas.</i> ..	142
Leyes volumétricas o de Gay Lussac	142
Problemas estequiométricos (peso)	143
Problemas estequiométricos propuestos	146
Soluciones	153
Cambios de energía y formación de soluciones.....	153
Clases de soluciones.....	154
Soluciones valoradas.....	155
Concentraciones físicas	157

Concentraciones químicas	159
Soluciones molares (M)	159
Soluciones molales (m)	162
Equivalente químico	165
Soluciones normales (N)	171
Formas de expresar la concentración	173
Ácidos y bases	177
Propiedades químicas de los ácidos	177
Propiedades químicas de las bases	178
Los conceptos de ácido y base según arrhenius	178
Definiciones de Bronsted y Lowry	180
Definición de Lewis	181
Equilibrio ácido-base débiles	182
Problemas propuestos	182
Gases	185
Ley de Boyle	185
Ley de Charles	187
Ley de Gay Lussac	188
Ley de las presiones parciales de Dalton	189
Electroquímica	191
Celda electroquímica	192
Primera ley de Faraday	192
Segunda ley de Faraday	193
Tercera ley de Faraday	194
<i>Números de transporte o transferencia</i>	194
<i>Conductancia electrolítica</i>	195
Soluciones electrolíticas	196
<i>Propiedades coligativas de los electrolitos</i>	196
Prácticas de laboratorio	201
Bibliografía	215

Dedicatoria

Esta obra, producto de mi experiencia docente de varios años en la enseñanza de las ciencias químicas a nivel medio y superior, la dedico con mucho afecto a mis estudiantes, parte fundamental del proceso enseñanza aprendizaje y futuro indeleble del desarrollo académico y tecnológico de nuestro país

Ernesto Delgado Fernández

Agradecimientos

A la Universidad Politécnica Salesiana del Ecuador, a su rector, Padre Juan Cárdenas Tapia, por su apoyo incondicional al desarrollo académico.

Al Dios creador y dador de vida

A mi madre Inesita, el regalo más grande que Dios me ha dado

A mi familia...

A mi esposa María, a mis hijos Elián y Daniel

Con inmenso cariño...

Importancia de las ciencias químicas

Es conocido por todos la importancia de las ciencias químicas en el desarrollo del conocimiento. Podríamos afirmar con seguridad que se relaciona de alguna manera con todas las ramas de la ciencia; en el universo y en el planeta tierra se generan procesos y reacciones químicas desde la más simple a la más compleja.

Desde este punto de vista es necesario conocer con exactitud la relación de esta ciencia con otras.

La química como ciencia estudia la composición, estructura y propiedades de la materia, así como los cambios que experimentan durante las reacciones químicas y su relación con la energía.

Esta ciencia tiene su importancia en muchos campos del conocimiento, como la biología, farmacia, fitoquímica, medicina, geología, la rama de las ingenierías, astronomía, ambiente, biotecnología entre otras.

La palabra química, viene del egipcio *kēme* (kem), que significa “tierra”.

Definición. Rama de las Ciencias Naturales, que se encarga del estudio de las transformaciones de la materia, y las leyes que rigen estas transformaciones.

Las ciencias químicas se dividen en dos ramas:

- **Química Inorgánica o mineral.** Se encarga del estudio de los minerales y el entorno inorgánico.

- **Química Orgánica o del carbono.** Estudia los compuestos que contienen carbono e hidrógeno principalmente, estas moléculas forman parte de los seres vivos.

Mediante síntesis orgánica se ha logrado reproducir en laboratorios diferentes tipos de sustancias que se encuentran en la naturaleza.

La relación de la química con otras ciencias

Petroquímica. Ciencia, que mantiene una estrecha relación con la Química, y se encarga del estudio de la composición química de los petróleos, y a partir de estos, la fabricación de diferentes productos, desde medicamentos hasta fertilizantes.

Geoquímica. Estudia la composición de la corteza terrestre, desde el punto de vista químico, estudia los cambios que se producen en esta, tiene relación con la mineralogía y otras ciencias.

Bioquímica. Estudia los procesos químicos que se llevan a cabo en los seres vivos.

Química Física. Ciencia estrechamente relacionada con la Física, se refiere al estudio de elementos, sustancias y propiedades de estas.

Química Médica. Estudia la acción de ciertas sustancias químicas que conocemos como medicamentos sobre los organismos vivos. En el campo de la medicina veterinaria de igual manera se ha conseguido mediante la Química la obtención de diferentes tipos de sueros, vacunas, antibióticos, etc., logrando el desarrollo y explotación del campo pecuario.

Ingeniería Mecánica. La relación con la ingeniería mecánica se da por el funcionamiento de la propia máquina. Las aleaciones, reacciones químicas, las condiciones para que se den las reacciones la composición de los materiales, etc.

En general, la relación se basa no solo en el aspecto químico de los componentes del mecanismo en sí, sino en la interacción entre ellos

y la acción de agentes externos, o de lo que estos agentes externos harán a las piezas internas del mecanismo.

Química de suelos. Estudia la estructura química del suelo, para analizar los porcentajes adecuados de nutrientes, y poder *equilibrar los mismos mediante procesos de fertilización*. Mediante la Química se ha podido obtener en laboratorios suplementos para la agricultura como los diferentes tipos de abonos que encontramos en el mercado, además insecticidas, fungicidas, etc.

Química ambiental. Aplicaciones de la química al estudio del medio ambiente y su problemática.

Estructura electrónica de los átomos

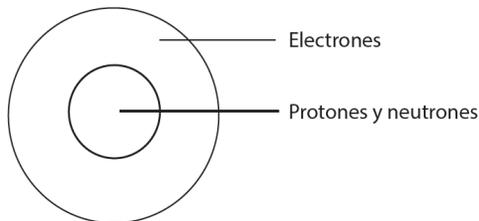
Materia. Definimos como materia a todo aquello que ocupa un lugar en el espacio, en donde podemos ver, tocar, etc., es decir podemos percibir con nuestros sentidos.

Masa. Es la cantidad de materia contenida en un cuerpo.

Los términos masa y peso a veces se toman como sinónimos, pero si recordamos, que el peso de los cuerpos está estrechamente relacionado con la *Gravedad*, entonces fuera en el espacio los cuerpos pierden su peso, y es por esta razón que flotan. El peso de los cuerpos se mide con dinamómetros, mientras que la masa, se mide a través de balanzas, sumamente precisas, analíticas y digitales, aunque antiguamente se hacía con un tipo de balanzas en donde se tenía predeterminado una masa conocida y luego se procedía a la comparación (Pesas).

El átomo. Parte más pequeña de la materia con características propias de dicho átomo y que participa en la formación de moléculas.

Según Rutherford y Bohr, el átomo está constituido de un núcleo y una envoltura, en el núcleo encontramos los protones y neutrones (nucleones) mientras que en la envoltura encontramos los orbitales o niveles de energía y en estos los electrones.



Núcleo atómico. Se define como la parte central del átomo, tiene carga positiva, y concentra más del 99,999 % de la masa total del átomo.

Electrón. Son partículas que se encuentra alrededor del núcleo del átomo y tienen carga eléctrica negativa.

El descubrimiento del protón se le acredita a **Ernest Rutherford** que nació el 30 de agosto de 1871; murió el 19 de octubre de 1937.

Protón. En física, el protón (del griego πρῶτον, prōton 'primero') se lo define como una partícula subatómica con una carga eléctrica elemental positiva 1 ($1,6 \times 10^{-19}$ C), de masa 1836 veces superior a la de un electrón.¹

Neutrón. Es una partícula subatómica (nucleón), sin carga neta, presente en el núcleo atómico de prácticamente todos los átomos. Aunque se dice que el neutrón no tiene carga, en realidad está compuesto por tres *partículas fundamentales* (constituyentes elementales de la materia).



Ernest Rutherford²

1 <https://bit.ly/36Kc290>

2 <https://bit.ly/32O7ttp>

Distribución electrónica

La configuración electrónica nos muestra la forma como los electrones se encuentran o ubican en un átomo de acuerdo con el modelo de capas electrónicas.

Números cuánticos. Son valores numéricos (números) que nos indican las características de los electrones de los átomos. Se basa en la teoría atómica de Neils Bohr. Los números cuánticos principales son 4:

1. Número Cuántico Principal.
2. Número Cuántico Secundario.
3. Número Cuántico Magnético.
4. Número Cuántico de Spin.

Numero cuántico principal. Nos indica en qué nivel se encuentra el electrón y son valores enteros que van del 1 al 7.

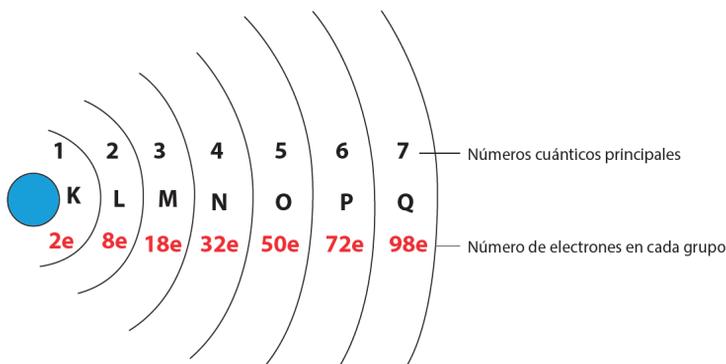
Para determinar el número de electrones que corresponde a cada capa se hace uso de la siguiente relación:

$$2 \cdot n^2$$

2 es una constante y (n) el número de órbita

Entonces:

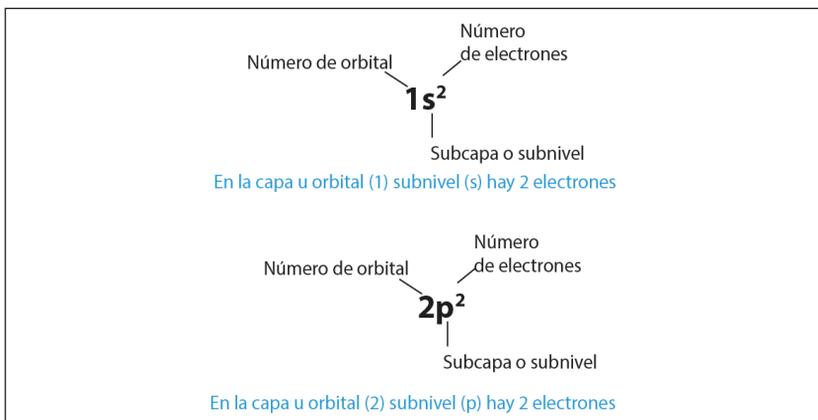
CAPA	RELACIÓN	NÚMERO DE ELECTRONES
K	$2 \cdot 1^2$	2 electrones
L	$2 \cdot 2^2$	8 electrones
M	$2 \cdot 3^2$	18 electrones
N	$2 \cdot 4^2$	32 electrones
O	$2 \cdot 5^2$	50 electrones
P	$2 \cdot 6^2$	72 electrones
Q	$2 \cdot 7^2$	98 electrones



Dentro de los orbitales hay suborbitales o subcapas que se representan como s, p, d, f, cuyos valores en electrones son:

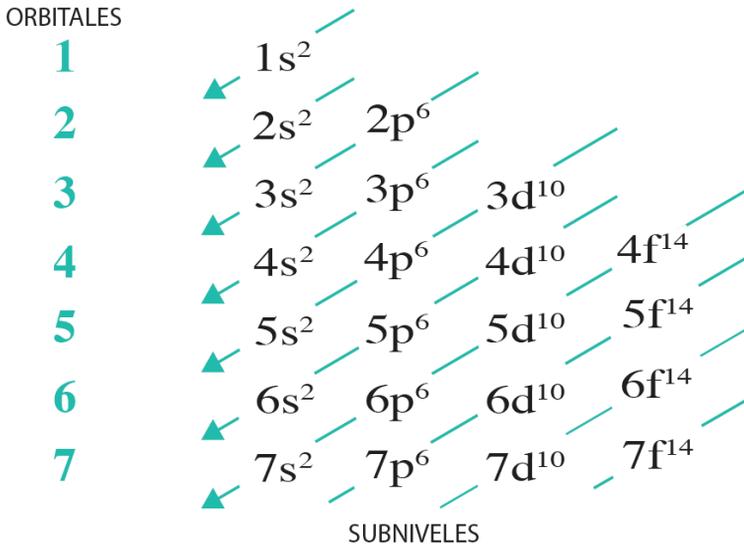
Suborbital	Electrones
s	2 electrones
p	6 electrones
d	10 electrones
f	14 electrones

En la práctica se acostumbra representar de la siguiente manera:



2 e	8 e	18 e	32 e
K	L	M	N
1s²	2s²; 2p⁶	3s²; 3p⁶; 3d¹⁰	4s²; 4p⁶; 4d¹⁰; 4f¹⁴

La energía que presentan los subniveles se incrementa de acuerdo con el siguiente esquema:



Según Rutherford y Bohr

1. El átomo está constituido o formado por un núcleo, protones (+) electrones (-) y neutrones (+ -).
2. Los electrones disponen de movimiento de traslación y spin, que se indica por medio de flechas, como detallamos anteriormente.
3. El átomo tiene como máximo 7 capas, que se representan con letras y números que se denominan números cuánticos.

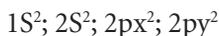
4. Las capas u orbitales se dividen en subcapas o suborbitales, que se representan con las letras (s, p d, f).
5. Las subcapas se subdividen en orbitales: $p_x, p_y, p_z, d_1, d_2, d_3, d_4, d_5$.
6. El orbital (f) tiene 14 electrones y se divide en 7 suborbitales: $f_1, f_2, f_3, f_4, f_5, f_6, f_7$.

Distribución de electrones

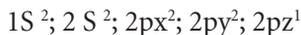
Regla de Hund

Cuando un orbital p, d o f tiene más de un electrón, los electrones permanecen sin aparearse hasta que cada uno de los orbitales adquiere por lo menos un electrón.

Distribución electrónica del oxígeno (O^8) Z (Número atómico) = 8



Distribución electrónica del Flúor (F^9) Z (número atómico) = 9



Isótopo. No todos los átomos tienen el mismo número de neutrones en su estructura, por ejemplo algunos átomos de cloro tienen 18 neutrones y otros tienen 20 neutrones, consecuentemente, los átomos de cloro, que tienen diferente número de neutrones deberán tener también diferente masa.

En efecto, *los átomos de elementos que tienen el mismo número atómico, pero diferente peso atómico se denominan isótopos.*

La mayor parte de los elementos tienen varios isótopos, se deduce también que los isótopos de un mismo elemento tienen propiedades químicas similares.

EJEMPLO

El isótopo radiactivo del yodo 131 se emplea para el tratamiento del cáncer.

EJEMPLO

El carbono (C) de número atómico 6 y masa atómica 12 se representa por el símbolo ^{12}C

Nomenclatura: Los isótopos reciben el nombre del átomo constituyente seguido del número que indica la masa atómica. El elemento representado por ^{12}C se denomina (carbono doce) y el ^{14}C (carbono catorce).

Masa atómica o peso de los elementos

El peso atómico de los elementos se encuentra debajo del símbolo de cada elemento en la tabla periódica, la masa de los átomos del isótopo carbono 12 se define como 12 **uma** (unidades de masa atómica) las masas relativas de todos los demás átomos se establecen comparándolas con este patrón recordemos que una (UMA) es igual a 1.6×10^{-24} .

El peso atómico es el peso relativo con el que interviene un elemento en un compuesto químico (sustancia); se denomina peso relativo, porque está determinado en relación con el peso de un elemento patrón.

Consideramos también al peso atómico como una suma de protones y de neutrones, aunque se conoce como número de protones al número atómico.

Número atómico. En la tabla periódica representa el número de orden de los elementos en la clasificación, al mismo tiempo el número de protones del núcleo y el número de electrones de la periferia. El número atómico nos indica la ubicación del elemento en la tabla periódica (número de protones y número de electrones).

EJEMPLO

Número atómico	3	4	5	6	7	8	
	Li	Be	B	C	N	O	Peso atómico
	6.941	9.012	10.811	12.011	14.007	15.999	

Valencia y electrones de valencia

A la capacidad de combinación que tienen los elementos a través de los electrones de la última órbita o nivel de energía se conoce como valencia.

Según Kossel, la valencia de un átomo está dada por los electrones de la última órbita o nivel de energía.

Los átomos que tienen 5, 6, o 7 electrones en su última órbita ganan electrones, hasta completar **OCHO** electrones y así adquirir estabilidad, esta estabilidad se verá alterada bajo la influencia de la temperatura, cuando involucramos puntos de fusión y de ebullición.

Cuando un átomo dispone de 1, 2, o 3 electrones, generalmente estos elementos donan estos para que otro elemento complete **OCHO** electrones, en sentido contrario tendríamos un desgaste de energía sumamente grande.

En todo proceso químico existe la pérdida y la ganancia de electrones.

Valencia positiva. Consideramos un átomo con valencia positiva, cuando pierde electrones (-) por ejemplo:



Valencia negativa. Consideramos un átomo con valencia negativa cuando gana electrones (-). Podríamos considerar el ejemplo anterior, en este caso el Cloro con 7 electrones, acepta 1 electrón del hidrógeno y de esta manera, se rodea de **OCHO** electrones, adquiriendo estabilidad molecular.

La teoría del octeto de Lewis. (físicoquímico Gilbert Newton Lewis)

Al combinarse entre sí, los átomos tratan de rodearse de 8 electrones, lo que sería un sinónimo de estabilidad molecular, en estas condiciones sería difícil que los átomos se combinen, a este postulado se conoce como la **regla del octeto** (Lewis, 1916).



*Gilbert Newton Lewis*³

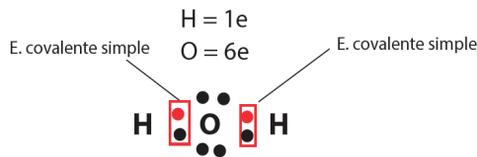
3 <https://bit.ly/3nyUQu9>

Enlaces químicos

A la unión íntima de los elementos a partir de sus electrones se conoce como enlace químico, encontramos diferentes tipos de enlaces de los cuales analizaremos los principales:

a. Enlace covalente simple

Cuando se comparte un par de electrones entre dos átomos



Distribución electrónica de una molécula de agua

Los átomos de hidrógeno forman un enlace simple cuando comparten un electrón con los átomos de oxígeno. Es decir, cuando existe el aporte de un electrón tanto del hidrógeno como del oxígeno.

Los enlaces covalentes simples se representan mediante líneas, entonces:



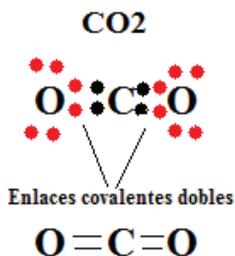
b. Enlace covalente doble

Este tipo de enlace se da cuando hay el aporte de un par de electrones tanto de un elemento como de otro, el enlace covalente doble

se representa con una doble línea. El Anhídrido carbónico: CO_2 está formado por un átomo de carbono y dos de oxígeno.

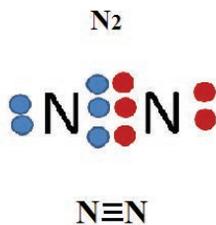
C = 4 electrones

O = 6 electrones



c. Enlace covalente triple

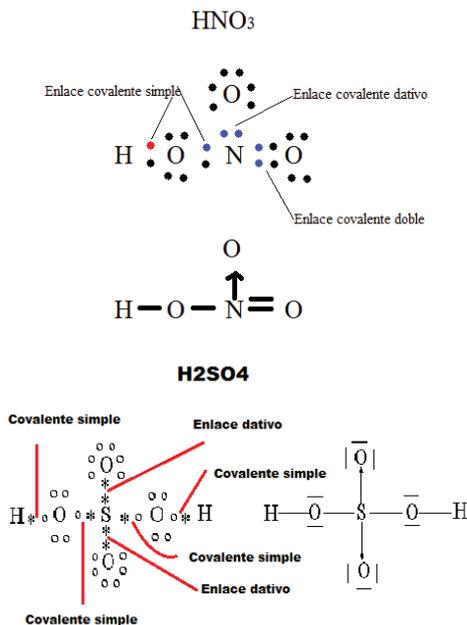
Cuando existe la coparticipación de 3 electrones, es decir cuando existe el aporte de 3 electrones tanto de un elemento como de otro elemento que forman parte de una molécula. Por ejemplo, la molécula de nitrógeno molecular (N_2).



d. Enlace covalente dativo

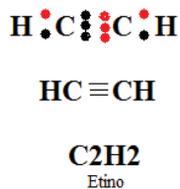
Este tipo de enlace se da cuando solamente uno de los átomos es el que aporta **un par de electrones**, el elemento que dona el par de electrones se llama DADOR y el elemento que recibe el par de electrones se llama RECEPTOR.

EJEMPLOS

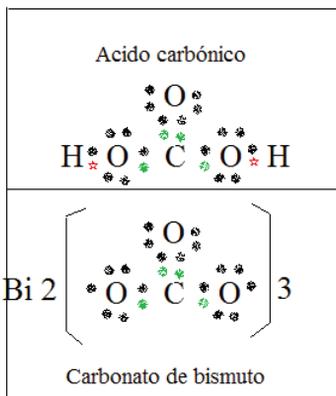
**e. Enlace covalente triple**

Cuando existe la coparticipación de 3 electrones, es decir cuando existe el aporte de 3 electrones tanto de un elemento como de otro, los enlaces triples se representan con una triple barra.

EJEMPLO



Algunos ejemplos de distribución electrónica y enlace químico:



Acido yódico HIO₃



Radical yodato

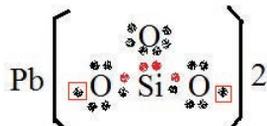


Yodato de bismuto

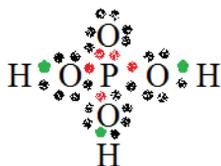
Acido silícico H₂SiO₃



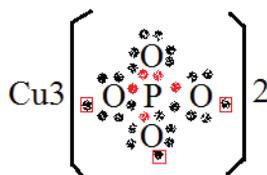
Radical silicato



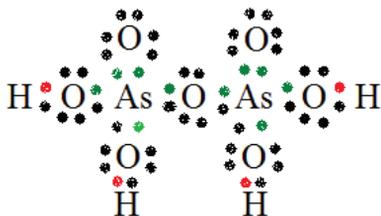
Silicato plúmbico

Acido fosfórico H_3PO_4 

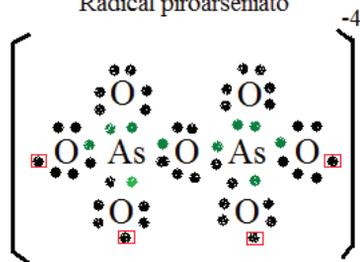
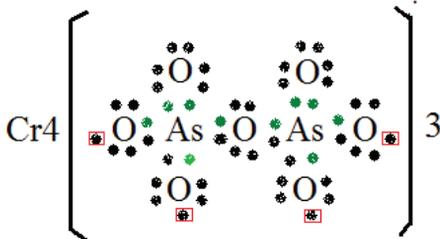
Radical fosfato



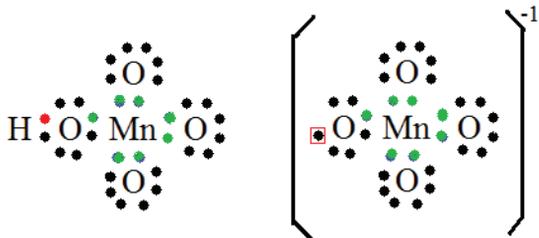
Fosfato cúprico

Acido piroarsénico $H_4As_2O_7$ 

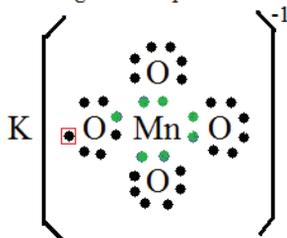
Radical piroarseniato

Piroarseniato crómico $Cr_4(As_2O_7)_3$ 

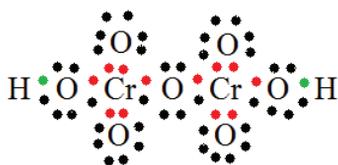
Acido permangánico HMnO_4 Radical permanganato MnO_4



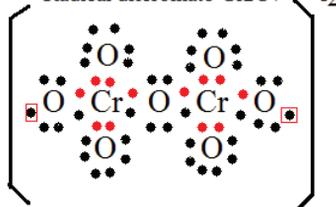
Permanganato de potasio KMnO_4



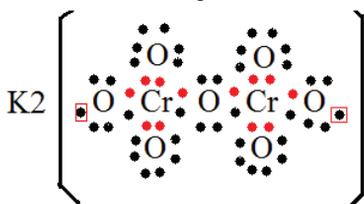
Acido dicrómico $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

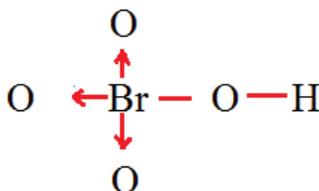
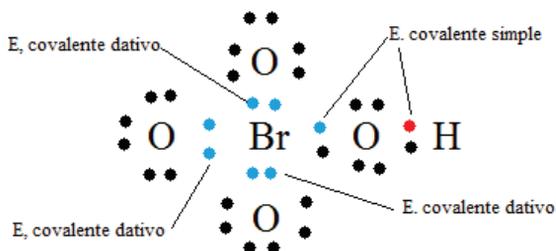
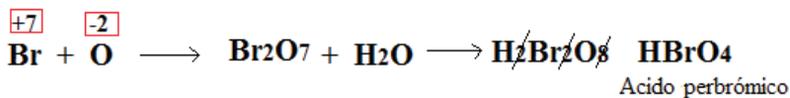


Radical dicromato Cr_2O_7



Dicromato de potasio $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$





EJERCICIOS

Hacer la distribución de electrones e indicar el tipo de enlaces que encontramos en las siguientes moléculas:

Anhídrido nitroso (NO_2)

Anhídrido nítrico (NO_3)

Ácido sulfúrico (H_2SO_4)

Ácido carbónico (H_2CO_3)

Ácido nítrico (HNO_3)

Ácido fosfórico (H_3PO_4)

Ácido nitroso (HNO_2)

En las siguientes moléculas: F₂, CS₂, C₂H₄, C₂H₂, H₂O, C₆H₆, NH₃

¿Cuáles tienen todos los enlaces sencillos o simples?

¿Qué molécula presenta algún doble enlace?

¿Qué molécula presenta algún triple enlace?

Estados de la materia y cambios de estado

Conocemos tres estados de la materia fundamentalmente, el sólido, líquido y gaseoso, al coloide se considera como un estado intermedio.

Estado sólido

Los cuerpos sólidos tienen forma y volumen propios, son rígidos y no fluyen, los átomos que forman una molécula de una sustancia sólida están dispuestos de una manera muy ordenada, tratando de mantener una posición invariable, que solamente se alterará debido a la acción del calor, logrando de esta manera separar el ordenamiento y llegar a los puntos de fusión y ebullición.

El cambio de estado de sólido a líquido se llama *fusión*.

Ejemplo: la fundición del oro (Au) por acción de la temperatura cambia de estado se vuelve líquido, fluye, pero al bajar la temperatura vuelve a su estado normal, adoptando la forma del recipiente que lo contiene.

Toda sustancia sólida tiene un punto de fusión determinado (constante).

Estado líquido

Los líquidos tienen volumen constante, pero su forma varía de acuerdo con el recipiente que lo contiene, tienen la propiedad de fluir (ríos) y en pequeñas cantidades forman esferas (gotas de agua).

Al elevar la temperatura de un líquido las moléculas se separan (desprenden) y se produce un **cambio de estado de líquido a vapor**, este cambio de estado se conoce como *vaporización*, al enfriarse los vapores (enfriamiento) se produce una *condensación*.

Punto de ebullición

Lo definimos como la temperatura a la cual un líquido pasa al estado de vapor, y es una constante para cada líquido, por ejemplo el punto de ebullición del agua es 100°C.

Punto de congelación

Es la temperatura a la cual un líquido pasa al estado sólido, y es una constante de cada líquido.

Ejemplo el punto de congelación del agua el 0°C.

Estado gaseoso

Los gases no tienen forma ni volumen, se expanden ocupando todo el espacio posible, las moléculas de los gases son libres, y prácticamente no tienen cohesión, al chocar con un recipiente que los contiene, determina la *presión gaseosa*.

Bajo ciertas condiciones de presión y temperatura es posible a un gas volverlo líquido, este procedimiento se conoce como *licuefacción*.

Atmósfera de presión

Es la fuerza que se ejerce sobre la superficie terrestre a nivel del mar. La atmósfera que rodea nuestro planeta, y que es igual a 760 mm Hg 1 atm.

Fenómenos naturales

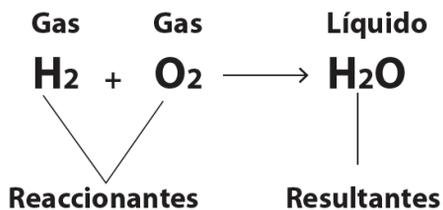
El cambio natural que sufren las sustancias por acción de alguna forma de energía y sin influencia antrópica⁴ se le conoce como fenómeno natural, por ejemplo, la erupción de un volcán, los huracanes, etc.

Fenómeno químico

Es el cambio profundo de las propiedades de las sustancias que se dan por medio de **reacciones químicas**, participan sustancias reaccionantes y productos de la reacción (sustancias nuevas).

EJEMPLO

Formación de una molécula de agua:



La molécula de agua está formada o constituida por dos elementos, el hidrógeno y oxígeno, que son dos gases, pero que bajo ciertas condiciones se combinan y forman un líquido que conocemos como agua.

4 Antrópico, todo aquello que tiene que ver con los seres humanos y su posición en cuanto a lo natural.

Fenómeno físico

Es el cambio momentáneo de las propiedades de una sustancia, que termina cuando la causa productora deja de actuar.

Ejemplo: Los cambios de estado que se producen por acción de la temperatura.

Fenómeno físico químico

Es el cambio profundo de las propiedades de un elemento durante un período de tiempo determinado, durante el cual este elemento adquiere nuevas propiedades.

Se denomina fisicoquímico, por su relación con fenómenos físicos y químicos, estos fenómenos se presentan en unos pocos elementos.

Ejemplo la presentación del fósforo (P).

Fósforo blanco, tóxico, venenoso, y combustible.

Fósforo rojo, polvo rojo no venenoso.

Fenómeno radiactivo

Se considera como una propiedad de un determinado grupo de elementos de **emitir radiaciones**, las radiaciones son de tres clases: *alpha*, *beta* y *gama*, por su alto poder de penetración se dan diferentes usos, cuando la radiación es pequeña, se utiliza en medicina, para matar células malignas (radioterapia) cuando una persona es expuesta a grandes cantidades de radiación esta es causante de cáncer y muerte.

Podemos citar algunos elementos radiactivos: Uranio (U) Radio (Ra) Actinio (Ac), etc.

Vida media de un elemento radiactivo

Es el tiempo que debe transcurrir para que un elemento reduzca su radiactividad hasta la mitad.

La radiación es el producto de la desintegración de los átomos

Por ejemplo: el carbono 14 es utilizado para determinar la edad arqueológica de piezas que se encuentran, y que sirven para descifrar el origen de la humanidad, el C_{14} tiene una vida media de 5600 años.

El Cobalto (Co) 60 dependiendo de su vida media se utiliza para el tratamiento de tumores cancerosos, este tratamiento se denomina cobaltoterapia.

Mezclas y combinaciones

Mezcla

Es la unión de dos o más sustancias en proporciones variables de peso o volumen, sin la intervención o producción de energía, es decir las sustancias que se mezclan *conservan sus propiedades*, se las puede separar a través de procedimientos físicos o mecánicos relativamente sencillos, como por ejemplo tamizar, filtrar, decantar, levigar, etc.

Las mezclas se clasifican en: homogéneas y heterogéneas.

Mezclas homogéneas

Son aquellas en las que no podemos diferenciar sus componentes, ni con la ayuda de un microscopio, por ejemplo, si preparamos una solución de ácido sulfúrico (H_2SO_4) y agua, será muy difícil distinguir los constituyentes de esta solución.

Mezclas heterogéneas

En este tipo de mezclas se identifica fácilmente sus componentes, por ejemplo el agua y arena forman una mezcla que se puede separar muy fácilmente por procedimientos mecánicos sencillos.

Métodos de separación de mezclas

Para separar este tipo de mezclas se utilizan recursos como: calor, vapor, etc.

Vaporización

Se aplica calor a la mezcla para provocar que el componente líquido se evapore.

Destilación

Proceso mediante el cual un líquido pasa a estado de vapor. Mediante conductos el líquido se traslada a un refrigerante o condensador, el mismo que mediante circulación de agua logra enfriar los vapores (condensación) llegando nuevamente al estado líquido, este proceso se conoce como destilación simple, que se utiliza hasta ahora en la destilación del jugo de caña de azúcar fermentado para la obtención de etanol o alcohol etílico (C_2H_5OH).

Destilación fraccionada

Tipo de destilación que se basa en la separación de los componentes de una mezcla homogénea considerando sus puntos de ebullición, por ejemplo, la destilación fraccionada del crudo, en nuestro país disponemos de dos refinerías, una en Esmeraldas y otra en La Libertad. En el proceso primero se separan los gases, luego los líquidos y finalmente los sólidos (asfalto).

Separación de mezclas heterogéneas

Filtración

Proceso mediante el cual se deja pasar a través de un material filtrante las partículas más pequeñas, quedando retenidas las de mayor tamaño, este material filtrante se le conoce como **filtro**, se puede utilizar como filtros, papel, (laboratorio), carbón, asbesto, malla, etc. Para proceder a filtrar con papel en el laboratorio se utiliza un embudo de caña, en el cual se coloca el papel.

Centrifugación

Procedimiento mediante el cual se separa los componentes de una mezcla heterogénea, mediante el uso de una **fuerza centrífuga** (movimiento giratorio a gran velocidad); este procedimiento se lleva a cabo en una centrifugadora, la solución a separarse es generalmente formada entre un sólido y un líquido. Por centrifugación se puede separar la mantequilla de la leche en industria de lácteos, en el laboratorio, los glóbulos rojos de la sangre, etc.

Decantación

Consiste en dejar en reposo mezclas formadas por sólidos y líquidos y de líquidos con líquidos, el componente más pesado se deposita en el fondo del recipiente, pudiendo separarse al trasvasar los componentes que forman parte de la mezcla.

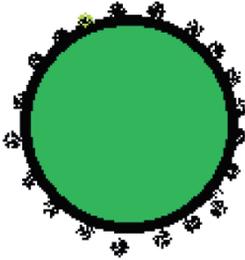
Tamización

Proceso mediante el cual se separa los componentes de una mezcla formada por dos sólidos, consiste en dejar pasar las partículas más pequeñas a través de una malla o tamiz, dependiendo de las necesidades se utilizará diferentes tipos de mallas o tamiz.

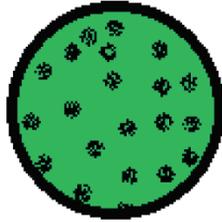
Adsorción

Propiedad de ciertas sustancias para adherirse a la superficie de una sustancia sólida que igualmente tiene la propiedad de **adsorber** y que le llamamos **adsorbente**. La capacidad de adsorción varía para cada sustancia y compuesto, por ejemplo, la biomasa de ciertos hongos (biomasa fúngica) adsorbe metales pesados, y esta propiedad se utiliza en procesos de depuración de matrices contaminadas.

Adsorción



Absorción



Cromatografía

Técnica de separación que se fundamenta en el principio de que los solutos son arrastrados por solventes, de esta forma los solutos se reparten de acuerdo con el grado de solubilidad de cada uno de ellos, esta distribución se denomina partición. La velocidad de migración del soluto arrastrado por el solvente se representa por el coeficiente R.

$$R_f = \frac{\text{distancia recorrida por el soluto}}{\text{distancia recorrida por el disolvente}}$$

R_f = constante característica de cada soluto

Cristalización

Método de separación que se basa en la separación de sustancias bajo la forma de cristales, se utiliza en la purificación de compuestos orgánicos.

Combinación

Es la unión íntima (intercambio y formación de enlaces por medio de electrones) de dos o más sustancias en proporciones constantes y definidas de peso y volumen con el aporte e intervención de energía,

cuando se combinan dos o más sustancias forman otras diferentes, con propiedades también diferentes.

Cuando nos referimos a una combinación, sabemos que se formaron enlaces químicos, por ejemplo, se combina dos partes de hidrógeno y una parte de oxígeno para formar una molécula de agua.

Sabemos que tanto el hidrógeno como el oxígeno son dos gases, pero sin embargo al combinarse (reaccionar) forman una sustancia con características totalmente diferentes como el agua (líquido).

Cuando nos referimos a una combinación, sabemos también que se rigen mediante las diferentes leyes de la Química, como la ley de la Conservación de la masa y la energía, las leyes Ponderales y volumétricas, etc.

Diferencias entre mezclas y combinaciones

Mezclas

- Los componentes están presentes en cualquier proporción de peso o volumen.
- No existe la intervención ni la producción de energía.
- Se separan fácilmente por procedimientos físicos o mecánicos sencillos.
- Los componentes conservan sus propiedades, cuando forman la mezcla y cuando son separados.
- No existe el intercambio de electrones.

Combinaciones

- Se conoce la proporción tanto en peso como volumen.
- Para que se produzca una combinación (reacción química) se necesitan ciertas condiciones, como el requerimiento y la producción de energía.

- Se separan difícilmente por procedimientos químicos complejos.
- Los elementos o sustancias que forman parte de una combinación pierden sus propiedades, y dan origen a otras sustancias con propiedades diferentes.
- Existe la formación de enlaces químicos y la formación de enlaces químicos.

La tabla periódica

Los elementos químicos se han incrementado de acuerdo con los nuevos descubrimientos, algunos de estos todavía están en estudio, pero analizaremos los más representativos.

Los elementos que son de número atómico mayor a 92 no se encuentran en la naturaleza, son producto de síntesis en laboratorios.

Lavoisier fue el primero en emplear nombres modernos de los elementos, pero Berzelius fue quien utilizó los símbolos de una y dos letras, sistema que se utiliza en los actuales momentos.

Los elementos en la tabla periódica están clasificados en metales, no metales y metaloides, ciertos elementos se encuentran en forma de moléculas diatómicas, como, por ejemplo: (H₂, O₂). Los elementos en la tabla periódica están ordenados a partir de un número atómico que como habíamos revisado anteriormente es igual al **número de protones**.

Períodos de la tabla periódica

La tabla periódica está compuesta de siete períodos dispuestos en forma horizontal con un número adelante que representa a cada período, y que nos indica el número de niveles de energía de todos los elementos que conforman el período.

- En el primer período (1) solo se encontramos, el H₂ y el He.
- En el segundo período encontramos al (Li, Be, B, C, N, O, F, Ne).
- En el tercer período encontramos: (Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl, Ar).
- En el cuarto período encontramos: (K, Ca, Sc, Ti, V, Cr, Mn, Fe, Co, Ni, Cu, Zn, Ga, Ge, As, Se, Br, Kr).

- En el quinto período encontramos: (Rb, Sr, Y, Zr, Nb, Mo, Tc, Ru, Rh, Pd, Ag, Cd, In, Sn, Sb, Te, I, Xe).
- En el sexto período encontramos: (Cs, Ba, Hf, Ta, W, Re, Os, Ir, Pt, Au, Hg, Tl, Pb, Bi, Po, At, Rn) a este grupo se suman los Lantánidos, dándonos un total de 32 elementos.
- El séptimo período incluye la serie del Actinio, y los elementos de reciente descubrimiento.

Grupo

Conjunto de elementos dispuestos en columnas, hay 18 grupos en la tabla periódica, estos grupos se formaron de acuerdo con las similitudes y propiedades de estos.

Número atómico. Es el número total de protones que tiene cada átomo de ese elemento.

Peso atómico. Es la masa promedio de los átomos de un determinado elemento químico.

Tabla 1

Ilustración de los elementos que se encuentran en la tabla periódica, con el símbolo, número y peso atómico

NÚMERO ATÓMICO	SÍMBOLO	NOMBRE	PESO ATÓMICO
1	H	HIDRÓGENO	1,0079
2	He	HELIO	4,0026
3	Li	LITIO	6,941
4	Be	BERILIO	9,012
5	B	BORO	10,810
6	C	CARBONO	12,011
7	N	NITRÓGENO	14,006
8	O	OXÍGENO	15,999

NÚMERO ATÓMICO	SÍMBOLO	NOMBRE	PESO ATÓMICO
9	F	FLUOR	18,998
10	Ne	NEÓN	20,179
11	Na	SODIO	22,989
12	Mg	MAGNESIO	24,305
13	Al	ALUMINIO	26,981
14	Si	SILICIO	28,085
15	P	FÓSFORO	30,973
16	S	AZUFRE	32,066
17	Cl	COLORO	35,452
18	Ar	ARGÓN	39,948
19	K	POTASIO	39,098
20	Ca	CALCIO	40,078
21	Sc	ESCANDIO	44,956
22	Ti	TITANIO	47,88
23	V	VANADIO	50,941
24	Cr	CROMO	51,996
25	Mn	MANGANESO	54,938
26	Fe	HIERRO	55,847
27	Co	COBALTO	58,933
28	Ni	NIQUEL	58,69
29	Cu	COBRE	63,546
30	Zn	ZINC	65,39
31	Ga	GALIO	69,723
32	Ge	GERMANIO	72,61
33	As	ARSÉNICO	74,921
34	Se	SELENIO	78,96
35	Br	BROMO	79,904

NÚMERO ATÓMICO	SÍMBOLO	NOMBRE	PESO ATÓMICO
36	Kr	KRIPTÓN	83,80
37	Rb	RUBIDIO	85,467
38	Sr	ESTRONCIO	87,62
39	Y	YTRIO	88,905
40	Zr	ZIRCONIO	91,224
41	Nb	NIOBIO	92,906
42	Mo	MOLIBDENO	95,94
43	Tc	TECNESIO	98,906
44	Ru	RUTENIO	101,07
45	Rh	RODIO	102,905
46	Pd	PALADIO	106,42
47	Ag	PLATA	107,868
48	Cd	CADMIO	112,411
49	In	INDIO	114,82
50	Sn	ESTAÑO	118,710
51	Sb	ANTIMONIO	121,75
52	Te	TELURO	127,60
53	I	YODO	126,904
54	Xe	XENÓN	131,29
55	Cs	CESIO	132,905
56	Ba	BARIO	137,27
57	La	LANTANO	138,905
58	Ce	CERIO	140,115
59	Pr	PRASEODIMIO	140,907
60	Nd	NEODIMIO	144,24
61	Pm	PROMETIO	145
62	Sm	SAMARIO	150,36

NÚMERO ATÓMICO	SÍMBOLO	NOMBRE	PESO ATÓMICO
63	Eu	EUROPIO	151,965
64	Gd	GADOLINIO	157,25
65	Tb	TERBIO	158,925
66	Dy	DISPROSIO	162,50
67	Ho	HOLMIO	164,930
68	Er	ERBIO	167,26
69	Tm	TULIO	168,934
70	Yb	YTERBIO	173,04
71	Lu	LUTECIO	174,967
72	Hf	HAFNIO	178,49
73	Ta	TÁNTALO	180,948
74	W	WOLFRAMIO	183,85
75	Re	RENIO	186,207
76	Os	OSMIO	190,2
77	Ir	IRIDIO	192,22
78	Pt	PLATINO	195,08
79	Au	ORO	196,966
80	Hg	PLATA	200,59
81	Tl	TALIO	204,383
82	Pb	PLOMO	207,2
83	Bi	BISMUTO	208,980
84	Po	POLONIO	209
85	At	ASTATO	210
86	Rn	RADÓN	222
87	Fr	FRANCIO	223
88	Ra	RADIO	226,025
89	Ac	ACTINIO	227

NÚMERO ATÓMICO	SÍMBOLO	NOMBRE	PESO ATÓMICO
90	Th	TORIO	232,038
91	Pa	PROTACTINIO	231,035
92	U	URANIO	238,028
93	Np	NEPTUNIO	237,048
94	Pu	PLUTONIO	244
95	Am	AMERICIO	243
96	Cm	CURIO	247
97	Bk	BERKELIO	247
98	Cf	CALIFORNIO	251
99	Es	EINSTENIO	252
100	Fm	FERMIO	257
101	Md	MENDELEVIO	258
102	No	NOBELIO	259
103	Lr	LAWRENCIO	262
104	Rf	RUTHERFORDIO	261
105	Db	DUBNIO	262
106	Sg	SEABORGIO	266
107	Bh	BOHRIO	264
108	Hs	HASSIO	269
109	Mt	METERIO	268
110	Ds	DARMSTADTIO	271
111	Rg	ROENTGENIO	272
112	Uub	UNUNBIO	285
113	Uut	UNUNTRIO	284
114	Uuq	UNUNQUADIO	289
115	Uup	UNUNPENTIO	288
116	Uuh	UNUNHEXIO	292

Tabla periódica de los elementos químicos

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18															
1 H 1.008 1.008	2 Li 6.94 6.94	3 Be 9.012 9.012	4 B 10.81 10.81	5 C 12.011 12.011	6 N 14.007 14.007	7 O 15.999 15.999	8 F 18.998 18.998	9 Ne 20.179 20.179	10 Na 22.989 22.989	11 Mg 24.305 24.305	12 Al 26.981 26.981	13 Si 28.085 28.085	14 P 30.973 30.973	15 S 32.06 32.06	16 Cl 35.45 35.45	17 Ar 39.948 39.948	18 K 39.098 39.098															
19 Ca 40.078 40.078	20 Sc 44.955 44.955	21 Ti 47.88 47.88	22 V 50.9415 50.9415	23 Cr 51.9961 51.9961	24 Mn 54.938 54.938	25 Fe 55.845 55.845	26 Co 58.933 58.933	27 Ni 58.6934 58.6934	28 Cu 63.546 63.546	29 Zn 65.38 65.38	30 Ga 69.723 69.723	31 Ge 72.63 72.63	32 As 74.921 74.921	33 Se 78.971 78.971	34 Br 79.904 79.904	35 Kr 83.798 83.798	36 Rb 85.468 85.468															
37 Sr 87.62 87.62	38 Y 88.905 88.905	39 Zr 91.224 91.224	40 Nb 92.906 92.906	41 Mo 95.95 95.95	42 Tc 98 98	43 Ru 101.07 101.07	44 Rh 102.90 102.90	45 Pd 106.42 106.42	46 Ag 107.86 107.86	47 Cd 112.414 112.414	48 In 114.818 114.818	49 Sn 118.710 118.710	50 Sb 121.760 121.760	51 Te 127.60 127.60	52 I 126.90 126.90	53 Xe 131.293 131.293	54 Cs 132.90 132.90															
55 Ba 137.327 137.327	56 La 138.90 138.90	57-71 Hf 178.49 178.49	72 Ta 180.94 180.94	73 W 183.84 183.84	74 Re 186.207 186.207	75 Os 190.23 190.23	76 Ir 192.217 192.217	77 Pt 195.084 195.084	78 Au 196.967 196.967	79 Hg 200.59 200.59	80 Tl 204.38 204.38	81 Pb 207.2 207.2	82 Bi 208.98 208.98	83 Po 209 209	84 At 210 210	85 Rn 222 222	86 Fr 223 223															
89-103 Ra 226 226	89 Ac 227 227	90 Th 232.03 232.03	91 Pa 231.03 231.03	92 U 238.02 238.02	93 Np 237 237	94 Pu 244 244	95 Am 243 243	96 Cm 247 247	97 Bk 247 247	98 Cf 251 251	99 Es 252 252	100 Fm 257 257	101 Md 258 258	102 No 259 259	103 Lr 262 262	104 Rf 261 261	105 Db 262 262	106 Sg 266 266	107 Bh 264 264	108 Hs 277 277	109 Mt 268 268	110 Ds 285 285	111 Nh 284 284	112 Fl 289 289	113 Mc 288 288	114 Lv 293 293	115 Ts 294 294	116 Og 294 294	117 Tennessine (294)	118 Oganesson (294)		
119 Cs 132.90 132.90	120 Ba 137.327 137.327	121 La 138.90 138.90	122 Ce 140.12 140.12	123 Pr 140.90 140.90	124 Nd 144.24 144.24	125 Pm 145 145	126 Sm 150.36 150.36	127 Eu 151.964 151.964	128 Gd 157.25 157.25	129 Tb 158.92 158.92	130 Dy 162.50 162.50	131 Ho 164.93 164.93	132 Er 167.269 167.269	133 Tm 168.93 168.93	134 Yb 173.054 173.054	135 Lu 174.96 174.96	136 Hf 178.49 178.49	137 Ta 180.94 180.94	138 W 183.84 183.84	139 Re 186.207 186.207	140 Os 190.23 190.23	141 Ir 192.217 192.217	142 Pt 195.084 195.084	143 Au 196.967 196.967	144 Hg 200.59 200.59	145 Tl 204.38 204.38	146 Pb 207.2 207.2	147 Bi 208.98 208.98	148 Po 209 209	149 At 210 210	150 Rn 222 222	151 Fr 223 223
152 Ce 140.12 140.12	153 Pr 140.90 140.90	154 Nd 144.24 144.24	155 Pm 145 145	156 Sm 150.36 150.36	157 Eu 151.964 151.964	158 Gd 157.25 157.25	159 Tb 158.92 158.92	160 Dy 162.50 162.50	161 Ho 164.93 164.93	162 Er 167.269 167.269	163 Tm 168.93 168.93	164 Yb 173.054 173.054	165 Lu 174.96 174.96	166 Hf 178.49 178.49	167 Ta 180.94 180.94	168 W 183.84 183.84	169 Re 186.207 186.207	170 Os 190.23 190.23	171 Ir 192.217 192.217	172 Pt 195.084 195.084	173 Au 196.967 196.967	174 Hg 200.59 200.59	175 Tl 204.38 204.38	176 Pb 207.2 207.2	177 Bi 208.98 208.98	178 Po 209 209	179 At 210 210	180 Rn 222 222	181 Fr 223 223			
182 Ce 140.12 140.12	183 Pr 140.90 140.90	184 Nd 144.24 144.24	185 Pm 145 145	186 Sm 150.36 150.36	187 Eu 151.964 151.964	188 Gd 157.25 157.25	189 Tb 158.92 158.92	190 Dy 162.50 162.50	191 Ho 164.93 164.93	192 Er 167.269 167.269	193 Tm 168.93 168.93	194 Yb 173.054 173.054	195 Lu 174.96 174.96	196 Hf 178.49 178.49	197 Ta 180.94 180.94	198 W 183.84 183.84	199 Re 186.207 186.207	200 Os 190.23 190.23	201 Ir 192.217 192.217	202 Pt 195.084 195.084	203 Au 196.967 196.967	204 Hg 200.59 200.59	205 Tl 204.38 204.38	206 Pb 207.2 207.2	207 Bi 208.98 208.98	208 Po 209 209	209 At 210 210	210 Rn 222 222	211 Fr 223 223			
212 Ce 140.12 140.12	213 Pr 140.90 140.90	214 Nd 144.24 144.24	215 Pm 145 145	216 Sm 150.36 150.36	217 Eu 151.964 151.964	218 Gd 157.25 157.25	219 Tb 158.92 158.92	220 Dy 162.50 162.50	221 Ho 164.93 164.93	222 Er 167.269 167.269	223 Tm 168.93 168.93	224 Yb 173.054 173.054	225 Lu 174.96 174.96	226 Hf 178.49 178.49	227 Ta 180.94 180.94	228 W 183.84 183.84	229 Re 186.207 186.207	230 Os 190.23 190.23	231 Ir 192.217 192.217	232 Pt 195.084 195.084	233 Au 196.967 196.967	234 Hg 200.59 200.59	235 Tl 204.38 204.38	236 Pb 207.2 207.2	237 Bi 208.98 208.98	238 Po 209 209	239 At 210 210	240 Rn 222 222	241 Fr 223 223			

https://es.wikipedia.org/wiki/Archivo:Tabla_periodica.png
 This file is licensed under the Creative Commons Attribution-Share Alike 4.0 International license.

Notación química

Es el estudio de símbolos, fórmulas y estrategias que se utilizan para representar en la escritura las fórmulas químicas.

Elemento químico

Modernamente se define a un elemento químico como una sustancia formada por isótopos.

Símbolo químico

Es una forma abreviada de representar los elementos, desde Berzelius hasta esta época se toma generalmente la inicial mayúscula del nombre del elemento.

Origen de los nombres de los elementos

Los nombres de los elementos provienen o se fundamentan en las características físicas o químicas, el nombre en honor al científico que descubrió o estudió ese elemento, en honor a un país, algunos de ellos inclusive proceden de los nombres de dioses de la mitología.

EJEMPLOS

Bario [Ba] del griego Barys = pesado.

Bromo [Br] del griego Bromos = fétido.

Polonio [Po] por Polonia.

Helio [He] del Dios Helios o sol.

Europio [Eu] en honor al continente europeo.

Curio [Cm] en honor a Pierre y Marie Curie.

Einsteinio [Es] en honor a Albert Einstein.

Fermio [Fm] en honor a Enrico Fermi.

Mendelevio [Md]: En honor al químico ruso Dmitri Ivánovich Mendeléiev precursor de la actual tabla periódica.

Nobelio [No] en honor a Alfred Nobel.

Atomicidad

Llamamos atomicidad al número de átomos que forman parte de una molécula, de acuerdo con lo expuesto, las moléculas pueden ser diatómicas, triatómicas o poliatómicas.

Ejemplo: H_2 , O_2 ; O_3 ; KHSO_4 ; CaCO_3 ; SO_2

Estructura de las moléculas y representatividad

Empleo de subíndices

Los subíndices son números pequeños que se encuentran en la parte inferior derecha de cada elemento, este número nos indica las veces que se repite este elemento en la molécula.

Ejemplo: H_2SO_4 (**ácido sulfúrico**)

2 átomos de hidrógeno

1 átomo de azufre

4 átomos de oxígeno

Ejemplo: H_3PO_4 (**ácido orto fosfórico o fosfórico**)

3 átomos de hidrógeno

1 átomo de fósforo

4 átomos de oxígeno

Ejemplo: KMnO_4 (**Permanganato de potasio**)

1 átomo de potasio

1 átomo de manganeso

4 átomos de oxígeno

Empleo de coeficientes

Los números grandes que se encuentran al inicio de cada fórmula o molécula se denominan coeficientes y nos indican las veces que se repite la molécula.

Ejemplo: 7HNO_3

La molécula de ácido nítrico se repite 7 veces y en total tendríamos, 7 átomos de hidrógeno, 7 átomos de nitrógeno y 21 átomos de oxígeno.

Empleo de paréntesis

Se emplea el paréntesis para encerrar a un grupo atómico o funcional y nos indica las veces que se repite.

Ejemplo: $\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2$

En la molécula de fosfato de zinc, el radical fosfato se repite 2 veces, y el número total de átomos que conforman la molécula sería:

3 átomos de zinc

2 átomos de fósforo

8 átomos de oxígeno

Ejemplo: $\text{Ra}_3(\text{AsO}_4)_2$

En la molécula de arseniato de radio, el radical arseniato se repite 2 veces y el número total de átomos que conforman la molécula es:

3 átomos de radio

2 átomos de arsénio

8 átomos de oxígeno

¿Qué es un radical?

Fórmula incompleta con electrones libres en espera de saturación o formar enlaces con otros electrones de elementos diferentes.

Clases de fórmulas

Se dividen en dos grupos condensadas y desarrolladas, en química inorgánica se utiliza las fórmulas condensadas y en química orgánica las fórmulas desarrolladas.

Por ejemplo:

Compuestos inorgánicos

HCl ácido clorhídrico (fórmula condensada)

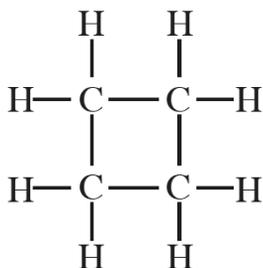
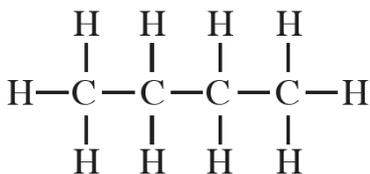
HNO₃ ácido nítrico (fórmula condensada)

K₂Cr₂O₇ dicromato de potasio (fórmula condensada)

Compuestos orgánicos

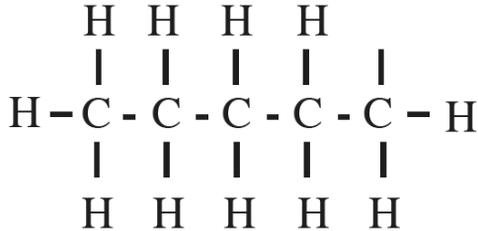
Fórmulas desarrolladas de compuestos orgánicos, cada línea representa un enlace covalente simple

n-Butano



Ciclo butano

n-pentano



Fórmula química

Es una representación molecular formada o constituida por átomos, si conocemos que cada elemento tiene un peso atómico determinado, entonces, cada molécula tendrá un peso molecular o mol.

Peso molecular o mol

Suma de los pesos atómicos que forman parte de una molécula.

Ejemplo: CO_2

$\text{C} = 12 \text{ g}$

$\text{O} = 16 \text{ g} \times 2 = 32 \text{ g}$

Peso molecular del anhídrido carbónico igual a 44 g

¿Qué es mol?

Es una de las magnitudes estipuladas por el Sistema Internacional de Unidades. Se define como la cantidad de materia que poseen las partículas, es decir los átomos y las entidades elementales.⁵

5 <https://concepto.de/mol/>

Es la suma de los pesos atómicos o peso molecular expresado en g/mol

Ejemplo: El mol de hidróxido de sodio **NaOH**

$$\text{Na} = 23 \text{ g}$$

$$\text{O} = 16 \text{ g}$$

$$\text{H} = 1 \text{ g}$$

El mol (NaOH) de hidróxido de sodio es 40 g/mol

Ejemplo: El mol de fosfato de radio **Ra₃(PO₄)₂**

$$\text{Ra} = 226$$

$$\text{P} = 31 \times 2 = 62 \text{ g}$$

$$\text{O} = 16 \times 8 = 128 \text{ g}$$

El mol del fosfato de radio es: 416 g/mol

Valencia de los elementos químicos

Nos referimos al número de electrones que un átomo dispone en su último orbital o nivel de energía (capa externa); se denominan *electrones de valencia* porque son los que forman enlaces con otros electrones para formar moléculas diferentes cuando se producen las reacciones químicas.

Los elementos se clasifican en no metales y metales.

Valencia de los no-metales

Desde la derecha en la tabla periódica: Halógenos, anfígenos, nitrogenoides y carbonoides

Halógenos

Valencia positiva +1+3+5+7 valencia negativa (-1) (monovalentes)

SÍMBOLO	NOMBRE
F	Flúor
Cl	Cloro
Br	Bromo
I	Yodo

Anfígenos

Valencia positiva +4+6 valencia negativa [-2] (divalentes)

SÍMBOLO	NOMBRE
O	Oxígeno
S	Azufre
Se	Selenio
Te	Teluro

Nitrogenoides

Valencia positiva +3+5 valencia negativa (-3) (trivalentes)

SÍMBOLO	NOMBRE
N	Nitrógeno
P	Fósforo
As	Arsenio
Sb	Antimonio

Carbonoides

Valencia positiva +4 Valencia negativa (-4) (Tetravalentes)

SÍMBOLO	NOMBRE
C	Carbono
Si	Silicio
Ge	Germanio

Valencia de los metales

Los metales se clasifican en metales de valencia fija y variable:

Metales de valencia fija

Monovalentes [+1] Divalentes [+2] Trivalentes [+3] Tetravalentes [+4] Metales hexavalentes [+6]

Metales monovalentes. Valencia +1

SÍMBOLO	NOMBRE
Li	Litio
Na	Sodio
K	Potasio
Rb	Rubidio
Cs	Cesio
Fr	Francio
Ag	Plata

Metales divalentes +2

SÍMBOLO	NOMBRE
Ba	Bario
Be	Berilio
Cd	Cadmio
Ca	Calcio
Ra	Radio
Mg	Magnesio
Sr	Estroncio
Zn	Zinc

Metales trivalentes + 3

SÍMBOLO	NOMBRE
Al	Aluminio
Ac	Actinio
Bi	Bismuto
Cf	Californio
Dy	Disproσιο
Es	Einstenio
Er	Erbio
Sc	Escandio
Eu	Europio
Fm	Fermio
Ga	Galio
Gd	Gadolinio
Ho	Holmio
In	Indio
Y	Itrio
Yb	Yterbio
Nd	Neodimio

Metales tetravalentes +4

SÍMBOLO	NOMBRE
Hf	Hafnio
Ir	Iridio
Os	Osmio
Pd	Paladio
Pt	Platino
Re	Renio
Rh	Rodio
Ru	Rutenio
Th	Torio

Metales hexavalentes +6

SÍMBOLO	NOMBRE
Yb	Iterbio
La	Lantano
Lu	Lutecio
Md	Mendelevio
Nd	Neodimio
Pm	Prometeo
Sm	Samario
Tb	Terbio
Tm	Tulio

*Metales de valencia variable***Metales monovalentes y divalentes [+1 y +2]**

Metales monovalentes y trivalentes [+1 y +3]

Metales divalentes y trivalentes [+2 y +3]

Metales divalentes y tetravalentes [+2 y +4]

Metales trivalentes y tetravalentes [+3 y +4]

6. Metales trivalentes y pentavalentes [+3 y +5]*Metales monovalentes y divalentes*

Valencia +1 +2

SÍMBOLO	NOMBRE
Cu	Cobre
Hg	Mercurio

Metales monovalentes y trivalentes

Valencia +1 +3

SÍMBOLO	NOMBRE
Au	Oro
Tl	Talio

Metales divalentes y trivalentes

Valencia +2 +3

SÍMBOLO	NOMBRE
Cr	Cromo
Fe	Hierro
Mn	Manganeso
Ni	Níquel

Metales divalentes y tetravalentes

Valencia +2 +4

SÍMBOLO	NOMBRE
Pb	Plomo
Sn	Estaño

Metales trivalentes y tetravalentes

Valencia +3 +4

SÍMBOLO	NOMBRE
Bk	Berkelio
Ce	Cerio
Cm	Curio
Pr	Praseodimio

Metales trivalentes y pentavalentes

+3 +5

SÍMBOLO	NOMBRE
Nb	Niobio
Ta	Tantalio
V	Vanadio

Nomenclatura y formulación de compuestos inorgánicos

Se denomina nomenclatura al conjunto de normas y reglas que se han establecido para poder nombrar las diferentes moléculas que se forman por la unión de uno o más elementos.

Estas normas y reglas fueron designadas por los congresos internacionales de Química y están regidos por la Sociedad Internacional de Química Aplicada **IUPAC**.

Definiciones importantes

Símbolo. Es una abreviatura que se utiliza para representar a un elemento químico, ejemplo: (Li, Na, Ba, Ca, etc.).

Cuerpo simple. Es el que está formado por átomos de la misma clase o especie, por ejemplo, el Azufre (s) el Carbono (C).

Cuerpo compuesto. Es aquel que está formado por átomos de distinta clase o especie, por ejemplo una molécula de H_2SO_3 (ácido sulfuroso) constituido por 2 átomos de hidrógeno, 1 átomo de azufre y por 3 átomos de oxígeno.

Clasificación de los cuerpos simples

Los cuerpos simples o elementos se clasifican en metales, no metales y metaloides.

Clases de cuerpos compuestos

Se clasifican en binarios, ternarios, cuaternarios y especiales.

Compuestos binarios

Los que están constituidos o formados por dos elementos, por ejemplo, el CO_2 .

Compuestos ternarios

Sus moléculas están constituidas por tres elementos diferentes (átomos) Ejemplo: HNO_3 ; H_3PO_4 etc.

Compuestos cuaternarios

Sus moléculas están constituidas por cuatro elementos (átomos) diferentes. Por ejemplo Carbonato ácido de sodio NaHCO_3 .

Aspectos a considerar

1. Para formar compuestos (moléculas) se intercambiam las valencias de los elementos.
2. Subíndices y coeficientes unos [1] **no se escriben.**
3. ***El elemento más electropositivo siempre se escribe a la izquierda de la molécula.***
4. Todos los metales tienen valencia positiva [+].
5. Es posible simplificar subíndices y coeficientes.
6. Toda molécula es eléctricamente neutra.
7. Los compuestos químicos de forma general se clasifican como **ácidos, bases y sales.**

Nomenclatura de química inorgánica

Nomenclatura de los compuestos binarios

COMPUESTOS BINARIOS
FUNCIÓN ANHÍDRIDO U ÓXIDO ÁCIDO
FUNCIÓN ÓXIDO METÁLICO
FUNCIÓN ÁCIDO HIDRÁCIDO
FUNCIÓN HIDRURO METÁLICO
FUNCIÓN COMPUESTO ESPECIAL
FUNCIÓN HALURO NEUTRO
FUNCIÓN COMPUESTO NO SALINO
FUNCIÓN PERÓXIDO
FUNCIÓN ALEACIÓN BINARIA
FUNCIÓN AMALGAMA BINARIA

1. *Función anhídrido u óxido ácido*

Los anhídridos resultan de combinar cualquier **metaloides con valencia positiva** más el **oxígeno de valencia - 2**

Nomenclatura. Todos los compuestos químicos tienen un nombre genérico y uno específico, para este caso:

El **nombre genérico** es la palabra **ANHÍDRIDO** y el **específico** es el **NOMBRE DEL METALOIDE**, con los prefijos y sufijos correspondientes.

Ejemplo: con las valencias +1 +3 +5 +7

VALENCIA	PREFIJO	SUFIJO
+1	HIPO	OSO
+3		OSO
+5		ICO
+7	PER	ICO

Según hemos visto podemos obtener anhídridos a partir de halógenos, anfígenos, nitrogenoides y carbonoides más el oxígeno de valencia -2.

Anhídridos a partir de los halógenos (F Cl Br I) [+1+3+5+7]

Flúor (F)



Cloro (Cl)



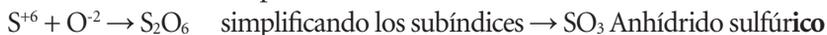
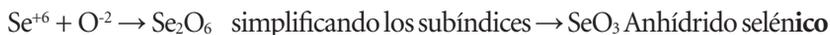
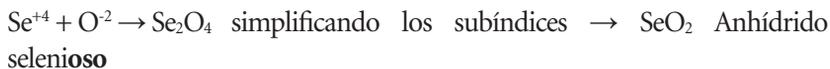
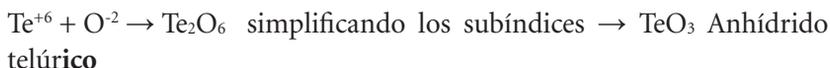
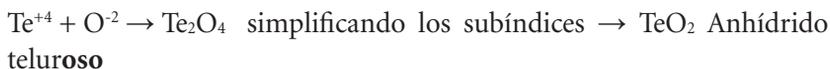
Bromo (Br)



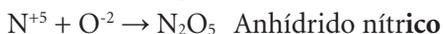
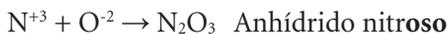
YODO (I)

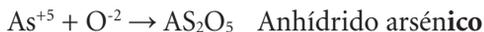
Anhídridos a partir de los anfígenos (S; Se; Te) [+4 y +6]

Cuando tenemos solamente dos valencias se usa las terminaciones **OSO** (menor valencia) e **ICO** (mayor valencia).

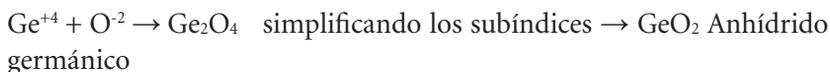
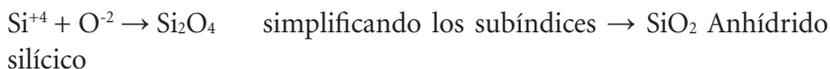
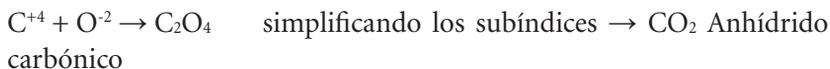
Azufre (S)**Selenio (Se)****Teluro (Te)**

Anhídridos a partir de los nitrogenoides (N; P; As; Sb) [+3 y +5]

Nitrógeno (N)

Fósforo (P)**Arsenio (As)****Antimonio (Sb)**

Anhídridos a partir de los carbonoides (C; Si; Ge) (+ - 4)

**2. Función óxido metálico**

Este grupo de compuestos resulta de la combinación de cualquier metal (valencia positiva) más el oxígeno de valencia -2.

Nomenclatura. El nombre genérico es la palabra ÓXIDO y el específico EL NOMBRE DEL METAL, si es de valencia variable el metal, se usan las terminaciones **OSO** (menor valencia) e **ICO** (mayor valencia).

ALGUNOS EJEMPLOS

$\text{Mn}^{+2} + \text{O}^{-2} \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_2$ Simplificando MnO Óxido **manganeso** o de manganeso II

$\text{Mn}^{+3} + \text{O}^{-2} \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_3$ Óxido **mangánico** o de manganeso III

$\text{Zn}^{+2} + \text{O}^{-2} \rightarrow \text{Zn}_2\text{O}_2$ Simplificando ZnO Óxido **de zinc**

$\text{Al}^{+3} + \text{O}^{-2} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$ Óxido **de aluminio**

$\text{Hg}^{+2} + \text{O}^{-2} \rightarrow \text{Hg}_2\text{O}_2$ Simplificando HgO óxido **mercúrico**

3. *Función ácido hidrácido*

Ácidos binarios inorgánicos considerados fuertes por su alto grado de ionización, este grupo de sustancias resulta de combinar los metaloides de valencia -1 (monovalentes) o -2 (divalentes) + hidrógeno (H) de valencia +1.

Metaloides monovalentes -1 (F; Cl; Br; I)

Metaloides divalentes -2 (S; Se; Te)

Nomenclatura. El nombre genérico es la palabra **ÁCIDO** y el específico el nombre del metaloide terminado en **HÍDRICO**.

Ácidos hidrácidos

$\text{F}^{-1} + \text{H}^{+1} \rightarrow \text{HF}$ Ácido fluor**hídrico**

$\text{Cl}^{-1} + \text{H}^{+1} \rightarrow \text{HCl}$ Ácido clor**hídrico**

$\text{Br}^{-1} + \text{H}^{+1} \rightarrow \text{HBr}$ Ácido brom**hídrico**

$\text{I}^{-1} + \text{H}^{+1} \rightarrow \text{HI}$ Ácido yod**hídrico**

$\text{S}^{-2} + \text{H}^{+1} \rightarrow \text{H}_2\text{S}$ Ácido sulf**hídrico**

$\text{Se}^{-2} + \text{H}^{+1} \rightarrow \text{H}_2\text{Se}$ Ácido selen**hídrico**

$\text{Te}^{-2} + \text{H}^{+1} \rightarrow \text{H}_2\text{Te}$ Ácido telur**hídrico**

4. *Función hidruro metálico*

Este grupo de sustancias resulta de combinar cualquier metal de valencia fija o variable (+) más el hidrógeno (H) de valencia -1.

Nomenclatura. El nombre genérico es la palabra **HIDRURO** y el específico el nombre del metal si es de valencia fija. Si el metal es de valencia variable usaremos las terminaciones **OSO e ICO**.

ALGUNOS EJEMPLOS

$\text{Hg}^{+2} + \text{H}^{-1} \rightarrow \text{HgH}_2$	Hidruro mercuríco o de mercurio II
$\text{Cr}^{+3} + \text{H}^{-1} \rightarrow \text{CrH}_3$	Hidruro crómico o de cromo III
$\text{Pb}^{+4} + \text{H}^{-1} \rightarrow \text{PbH}_4$	Hidruro plúmbico o de plomo IV
$\text{Fe}^{+2} + \text{H}^{-1} \rightarrow \text{FeH}_2$	Hidruro ferroso o de hierro II
$\text{Fe}^{+3} + \text{H}^{-1} \rightarrow \text{FeH}_3$	Hidruro férrico o de hierro III
$\text{Au}^{+1} + \text{H}^{-1} \rightarrow \text{AuH}$	Hidruro auroso o de oro I
$\text{Au}^{+3} + \text{H}^{-1} \rightarrow \text{AuH}_3$	Hidruro áurico o de oro III
$\text{Ag}^{+1} + \text{H}^{-1} \rightarrow \text{AgH}$	Hidruro de plata
$\text{Rb}^{+1} + \text{H}^{-1} \rightarrow \text{RbH}$	Hidruro de rubidio

5. Función compuesto especial

Este grupo de compuestos son producto de la combinación de cualquier metaloide trivalente (-3) o tetravalente (-4) más el hidrógeno (H^{+1}).

Nomenclatura. En los compuestos especiales no tenemos los nombres genérico y específico, cada compuesto tiene un nombre determinado.

Compuestos especiales de metaloides trivalentes (-3)

(N; P; As; Sb)

$\text{N}^{-3} + \text{H}^{+1} \rightarrow \text{NH}_3$	Amoníaco
$\text{P}^{-3} + \text{H}^{+1} \rightarrow \text{PH}_3$	Fosfamina
$\text{As}^{-3} + \text{H}^{+1} \rightarrow \text{AsH}_3$	Arsenamina
$\text{Sb}^{-3} + \text{H}^{+1} \rightarrow \text{SbH}_3$	Estibamina

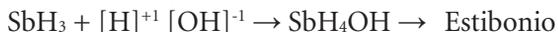
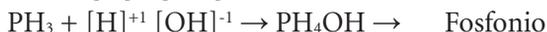
Compuestos especiales de metaloides tetravalentes (-4)

(C Si Ge)

$\text{C}^{-4} + \text{H}^{+1} \rightarrow \text{CH}_4$	Metano
---	--------



Los compuestos especiales que resultan de los metaloides trivalentes (-3) (Amoníaco, Fosfamina, Arsenamina, Estibamina) al tener contacto con el agua forman bases o hidróxidos, formándose los siguientes compuestos:



6. Función haluro neutro o sal halógena neutra

Grupo de compuestos que resultan de combinar cualquier metaloide monovalente (-1) o divalente (-2) más un metal de valencia fija o variable.

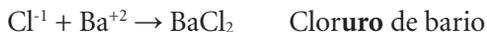
Nomenclatura

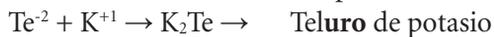
El nombre genérico es el del metaloide terminado en URO y el nombre específico es el del metal.

Si es de valencia variable utilizamos la terminación (OSO e ICO) menor y mayor valencia respectivamente.

Metaloides monovalentes: (-1) F; Cl; Br; I

Metaloides divalentes: (-2) O; S; Se; Te

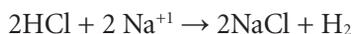




** En la práctica las sales halógenas se pueden obtener por los siguientes métodos:*

1. Reacción de un ácido hidrácido con un metal

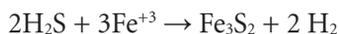
ALGUNOS EJEMPLOS



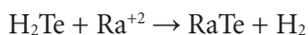
Ácido clorhídrico + sodio \rightarrow Cloruro de sodio + hidrógeno molecular



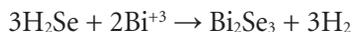
Ácido yodhídrico + bismuto \rightarrow Yoduro de bismuto + hidrógeno molecular



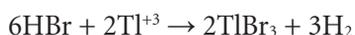
Ácido sulfhídrico + hierro \rightarrow Sulfuro férrico + hidrógeno molecular



Ácido telurhídrico + radio \rightarrow Teluro de radio + hidrógeno molecular.



Ácido selenhídrico + bismuto \rightarrow Selenuro de bismuto + hidrógeno molecular.



Ácido bromhídrico + Talio \rightarrow Bromuro tálico + hidrógeno molecular.

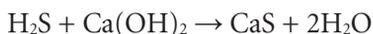
EJERCICIOS

Mediante la reacción de un ácido hidrácido con un metal obtener los siguientes compuestos:

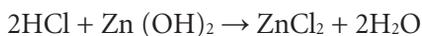
- Bromuro mangánico
- Selenuro de sodio
- Yoduro de plata
- Fluoruro de bismuto
- Cloruro ferroso
- Teluro de zinc
- Selenuro plumboso
- Sulfuro de vanadio
- Bromuro mercúrico

2. Reacción de un ácido hidrácido con una base o hidróxido

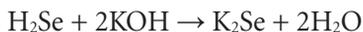
ALGUNOS EJEMPLOS



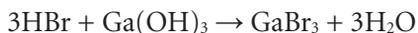
Ácido sulfhídrico + Hidróxido de calcio \rightarrow Sulfuro de calcio + Agua



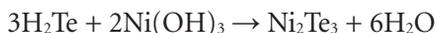
Ácido clorhídrico + hidróxido de zinc \rightarrow Cloruro de zinc + Agua



Ácido selenhídrico + hidróxido de potasio \rightarrow Selenuro de potasio + Agua



Ácido bromhídrico + Hidróxido de galio \rightarrow Bromuro de galio + Agua



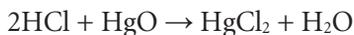
Ácido telurhídrico + Hidróxido níquelico \rightarrow Teluro níquelico + Agua

EJERCICIOS

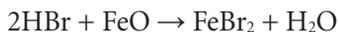
Mediante la reacción de un ácido hidrácido con una base o hidróxido, obtener los siguientes compuestos:

- Sulfuro vanádico
- Cloruro estánico
- Selenuro cobaltoso
- Bromuro níqueloso
- Fluoruro de berilio
- Fluoruro de estroncio
- Teluro de plata
- Sulfuro de cadmio

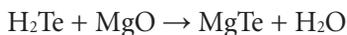
3. Reacción de un ácido hidrácido con un óxido metálico



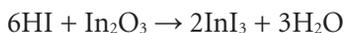
Ácido clorhídrico + óxido mercúrico \rightarrow Cloruro mercúrico + Agua



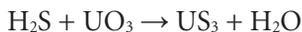
Ácido bromhídrico + óxido ferroso \rightarrow Bromuro ferroso + Agua



Ácido telurhídrico + óxido de magnesio \rightarrow Teluro de magnesio + Agua



Ácido yodhídrico + Óxido de indio \rightarrow Yoduro de indio + Agua



Ácido sulfhídrico + Óxido de uranio \rightarrow Sulfuro de uranio + Agua

EJERCICIOS

Mediante la reacción de un ácido hidrácido con un óxido metálico, obtener los siguientes compuestos:

- Bromuro de gadolinio
- Sulfuro de disprosio
- Cloruro de tulio
- Teluro mercurioso
- Fluoruro cobaltoso
- Yoduro cérico
- Cloruro estañoso
- Sulfuro vanadoso
- Bromuro cobaltoso
- Yoduro áurico

7. *Función compuesto no salino*

Este grupo de compuestos resulta de combinar cualquier metaloide trivalente (-3) o tetravalente (-4) con un metal.

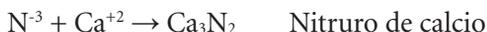
Nomenclatura: El nombre genérico es el del metaloide terminado en **URO**, y el específico el del metal, si es de valencia variable utilizamos las terminaciones **OSO** e **ICO**.

En esta función se incluyen las moléculas o sustancias que resultan de combinar dos metaloides de diferente valencia.

Metaloides trivalentes (-3) (N, P, As, Sb)

Metaloides tetravalentes: (-4) (C, Si, Ge)

ALGUNOS EJEMPLOS



$\text{Ge}^{-4} + \text{Mn}^{+2} \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_4$ Simplificando MnO_2 Óxido manganeso o de manganeso II

$\text{Sb}^{-3} + \text{Fe}^{+3} \rightarrow \text{Fe}_3\text{Sb}_3$ Simplificando FeSb Antimoniuro férrico o de hierro III

$\text{C}^{-4} + \text{Ca}^{+2} \rightarrow \text{Ca}_4\text{C}_2 \rightarrow$ Simplificando $\rightarrow \text{Ca}_2\text{C}$ Carburo de calcio

$\text{As}^{-3} + \text{Ag}^{+1} \rightarrow \text{Ag}_3\text{As}$ Arseniuro de plata

$\text{P}^{-3} + \text{Au}^{+3} \rightarrow \text{Au}_3\text{P}_3$ Simplificando AuP Fosfuro áurico

$\text{Si}^{-4} + \text{Mg}^{+2} \rightarrow \text{MgSi}_2$ Siliciuro de magnesio.

$\text{Cl}^{-1} + \text{S}^{+2} \rightarrow \text{SCl}_2$ Cloruro de azufre

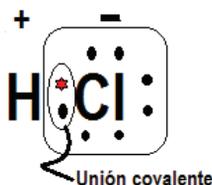
$\text{I}^{-1} + \text{C}^{+4} \rightarrow \text{CI}_4$ Yoduro de carbono

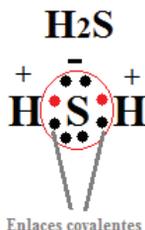
Para nombrar estos compuestos, se considera al elemento más electronegativo, que sería el nombre genérico terminado en URO, el nombre específico es el elemento más electropositivo.

Electronegatividad

La electronegatividad de un átomo en una molécula es la capacidad que tiene este átomo de atraer hacia sí, el par electrónico que forma la unión covalente y consecuentemente rodearse de la nube de electrones.

Ejemplo: La electronegatividad del cloro en la molécula de ácido clorhídrico, es la capacidad que tiene el cloro de atraer hacia sí, el par de electrones que forman la unión covalente, rodearse de la nube de electrones y cargarse negativamente.





Para el caso del ácido sulfhídrico, la electronegatividad del azufre en la molécula de ácido sulfhídrico es la capacidad que tiene el azufre de atraer hacia sí los dos pares de electrones que forman las uniones covalentes, rodearse de la nube de electrones y consecuentemente cargarse negativamente.

Pauling definió a la electronegatividad como la capacidad que tiene un átomo en una molécula para atraer electrones.

Sus valores —basados en datos termoquímicos— han sido determinados en una escala arbitraria denominada **escala de Pauling**, cuyo valor máximo es 4 que es el valor asignado al FLÚOR (elemento más electronegativo). El elemento menos electronegativo es el CESIO que tiene una electronegatividad de 0,7. *La electronegatividad desciende desde el flúor hacia abajo y desde la izquierda hacia la derecha en la tabla periódica.*

8. Funcion peróxido

Grupo de compuestos binarios que resultan de combinar un óxido básico + oxígeno: **Oxido básico (... ico) + Oxígeno → Peróxido**

Principalmente del grupo IA y IIA.

ALGUNOS EJEMPLOS

H₂O (óxido de hidrógeno) + O → H₂O₂: peróxido de hidrógeno (agua oxigenada)

Na_2O (óxido de sodio) + $\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{O}_2$: peróxido de sodio

CuO (óxido cúprico) + $\text{O} \rightarrow \text{CuO}_2$: peróxido de cobre

Fe_2O_3 (óxido férrico) + $\text{O} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_4$: peróxido de hierro III

CaO (óxido de calcio) + $\text{O} \rightarrow \text{CaO}_2$: peróxido de calcio

Li_2O (óxido de litio) + $\text{O} \rightarrow \text{Li}_2\text{O}_2$: peróxido de litio

Los peróxidos no se simplifican, debido a que debe mantenerse la estructura del ion peróxido $(\text{O}_2)^{-2}$

El agua oxigenada es una solución o mezcla homogénea de peróxido de hidrógeno y agua.

9. Función aleación binaria

La combinación de propiedades entre metales en porcentajes iguales o diferentes se conoce como aleación.

Una aleación binaria está constituida por la unión íntima de dos metales en porcentajes.

En la industria se utilizan las aleaciones con diferentes propósitos, conseguir cierta dureza, maleabilidad, ductibilidad, flexibilidad, etc.

Nomenclatura: El nombre genérico es la palabra ALEACIÓN y el específico, es el NOMBRE DE LOS DOS METALES, se recomienda indicar los porcentajes.

ALGUNOS EJEMPLOS

Aleación: Oro - Plata

Au = 85 %

Ag = 15 %

Este tipo de aleación se utiliza para lograr cierta ductibilidad y maleabilidad en el oro (Au) para la elaboración de joyas, por ejemplo.

El oro de mina o río no es dúctil ni maleable, es rígido y quebradizo, pero con esta aleación cambian sus propiedades.

El cuproníquel es una aleación de cobre, níquel (Cu - Ni)

Cu = 75 %

Ni = 25 %

10. *Función amalgama binaria*

Las amalgamas resultan de combinar cualquier metal más el mercurio considerando los porcentajes de estos elementos.

ALGUNOS EJEMPLOS

Amalgama de Oro

Au 95 %

Hg 5 %

Total 100 %

Amalgama de plata

Ag 90 %

Hg 10 %

Total 100 %

Nomenclatura: El genérico es la palabra **AMALGAMA** y el específico es el nombre del metal.

En minería, las amalgamas sirven para recuperar material particulado de metales como oro, plata, cobre, etc.

Nomenclatura de compuestos ternarios

Los compuestos ternarios están formados por 3 átomos o elementos

FUNCIONES TERNARIAS
FUNCIÓN ÁCIDO OXÁCIDO
FUNCIÓN BASE O HIDRÓXIDO METÁLICO
FUNCIÓN OXISAL NEUTRA
FUNCIÓN HALURO ÁCIDO
FUNCIÓN SULFO ÁCIDO
FUNCIÓN SELENI ÁCIDO
FUNCIÓN TELURI ÁCIDO
FUNCIÓN HALURO DOBLE
FUNCIÓN HALURO MIXTO
FUNCIÓN SULFOSAL NEUTRA
FUNCIÓN SELENISAL NEUTRA
FUNCIÓN TELURISAL NEUTRA
FUNCIÓN ALEACIÓN TERNARIA
FUNCIÓN AMALGAMA TERNARIA

1. *Función ácido oxácido*

Los ácidos oxácidos resultan de combinar cualquier anhídrido con el agua.

Nomenclatura. El nombre genérico es la palabra **ÁCIDO** y el específico el **NOMBRE DEL ANHÍDRIDO** que originó el ácido.

ALGUNOS EJEMPLOS

Anhídridos



Anhídrido + agua \rightarrow ácido oxácido



Anhídridos



Anhídridos + agua \rightarrow ácido oxácido



Anhídrido + agua \rightarrow ácido oxácido



Casos especiales de los ácidos oxácidos

Los casos especiales se presentan con (P; As; y Sb) [+3 y +5] que se pueden combinar con (1 H₂O; 2H₂O; y 3H₂O)

Nomenclatura

Para nombrar estos ácidos utilizamos los prefijos **META**, **PIRO** y **ORTO**, según el grado hidratación.

$$\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ H}_2\text{O META} \\ 2 \text{ H}_2\text{O PIRO} \\ 3 \text{ H}_2\text{O ORTO} \end{array} \right.$$

$\text{P}^{+5} + \text{O}^{-2} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5$ **Anhídrido fosfórico**

$\text{P}_2\text{O}_5 + 1 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{P}_2\text{O}_6$ simplificando HPO_3 ácido meta fosfórico

$\text{P}_2\text{O}_5 + 2 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ ácido piro fosfórico

$\text{P}_2\text{O}_5 + 3 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_6\text{P}_2\text{O}_8$ simplificando H_3PO_4 **ácido orto fosfórico o fosfórico**

$\text{P}^{+3} + \text{O}^{-2} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_3$ **Anhídrido fosforoso**

$\text{P}_2\text{O}_3 + 1 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{P}_2\text{O}_4$ Simplificando HPO_2 ácido meta fosforoso

$\text{P}_2\text{O}_3 + 2 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_5$ Ácido piro fosforoso

$\text{P}_2\text{O}_3 + 3 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_6\text{P}_2\text{O}_6$ Simplificando H_3PO_3 ácido orto fosforoso

$\text{As}^{+3} + \text{O}^{-2} \rightarrow \text{As}_2\text{O}_3$ **Anhídrido arsenioso**

$\text{As}_2\text{O}_3 + 1 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 \text{As}_2\text{O}_4$ Simplificando HASO_2 ácido meta arsenioso

$\text{As}_2\text{O}_3 + 2 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_4 \text{As}_2\text{O}_5$ Ácido piro arsenioso

$\text{As}_2\text{O}_3 + 3 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_6 \text{As}_2\text{O}_6$ Simplificando H_3AsO_3 ácido orto arsenioso

$\text{As}^{+5} + \text{O}^{-2} \rightarrow \text{As}_2\text{O}_5$ **Anhídrido arsénico**

$\text{As}_2\text{O}_5 + 1 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 \text{As}_2 \text{O}_6$ Simplificando HASO_3 ácido meta arsénico

$\text{As}_2\text{O}_5 + 2 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_4 \text{As}_2 \text{O}_7$ Ácido piro arsénico

$\text{As}_2\text{O}_5 + 3 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_6 \text{As}_2 \text{O}_8$ Simplificando H_3AsO_4 **ácido orto arsénico o arsénico**

$\text{Sb}^{+3} + \text{O}^{-2} \rightarrow \text{Sb}_2\text{O}_3$ **Anhídrido antimonioso**

$\text{Sb}_2\text{O}_3 + 1 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{Sb}_2\text{O}_4$ Simplificando HSbO_2 ácido meta antimonioso

$\text{Sb}_2\text{O}_3 + 2 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_4\text{Sb}_2\text{O}_5$ Ácido piro antimonioso

$\text{Sb}_2\text{O}_3 + 3 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_6\text{Sb}_2\text{O}_6$ Simplificando H_3SbO_3 ácido orto antimonioso

$\text{Sb}^{+5} + \text{O}^{-2} \rightarrow \text{Sb}_2\text{O}_5$ **Anhídrido antimónico**

$\text{Sb}_2\text{O}_5 + 1 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{Sb}_2\text{O}_6$ Simplificando HSbO_3 ácido meta antimónico

$\text{Sb}_2\text{O}_5 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_4\text{Sb}_2\text{O}_7$ Ácido piro antimónico

$\text{Sb}_2\text{O}_5 + 3 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_6\text{Sb}_2\text{O}_8$ Simplificando H_3SbO_4 **ácido orto antimónico o antimónico**

Radicales halogénicos de ácidos oxácidos

Un radical es una fórmula incompleta con electrones libres en espera de saturación. Los radicales halogénicos de ácidos oxácidos resultan de eliminar los hidrógenos de un ácido oxácido, la valencia del radical halogénico es igual al número de hidrógenos que se eliminaron.

Nomenclatura

Se nombran cambiando las terminaciones **OSO** por **ITO** e **ICO** por **ATO**

ALGUNOS EJEMPLOS

HBrO ácido hipobromoso \rightarrow **BrO** Radical hipobromito, valencia (-1)

HBrO₂ ácido bromoso \rightarrow **BrO₂** Radical bromito, valencia (-1)

HBrO₃ ácido brómico \rightarrow **BrO₃** Radical bromato, valencia (-1)

HBrO₄ ácido perbrómico \rightarrow **BrO₄** Radical perbromato, valencia (-1)

H₃PO₄ \rightarrow Ácido fosfórico u ortofosfórico \rightarrow eliminamos 3 hidrógenos nos queda \rightarrow (**PO₄⁻³**) Radical ortofosfato u fosfato

H₂CO₃ \rightarrow Ácido carbónico \rightarrow eliminamos 2 hidrógenos, nos queda \rightarrow (**CO₃⁻²**) radical carbonato

H₂SO₄ \rightarrow Ácido sulfúrico \rightarrow eliminamos 2 hidrógenos, nos queda \rightarrow (**SO₄⁻²**) Radical sulfato

$\text{HIO}_3 \rightarrow$ Ácido yódico \rightarrow eliminamos 1 hidrógeno, nos queda $\rightarrow (\text{IO}_3^{-1})$
Radical yodato

$\text{HNO}_2 \rightarrow$ Ácido nitroso \rightarrow eliminamos 1 hidrógeno, nos queda \rightarrow
 (NO_2^{-1}) Radical nitrito

$\text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow$ Ácido silícico \rightarrow eliminamos 2 hidrógenos, nos queda \rightarrow
 (SiO_3^{-2}) Radical silicato

$\text{H}_4\text{As}_2\text{O}_5 \rightarrow$ Ácido piro arsenioso \rightarrow eliminamos 4 hidrógenos, nos
queda $\rightarrow (\text{As}_2\text{O}_5^{-4})$ Radical piro arsenito

2. Función base o hidróxido metálico

Teóricamente estos compuestos resultan de combinar un metal de valencia fija o variable más el radical oxhidrilo o hidroxilo $[\text{H}_2\text{O}] \rightarrow$
 $[\text{H}]^{+1} [\text{OH}]^{-1}$

$\text{Ca}^{+2} + (\text{OH})^{-1} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$ Hidróxido de calcio

$\text{Bi}^{+3} + (\text{OH})^{-1} \rightarrow \text{Bi}(\text{OH})_3$ Hidróxido de bismuto

$\text{Na}^{+1} + (\text{OH})^{-1} \rightarrow \text{NaOH}$ Hidróxido de sodio

$\text{Cu}^{+1} + (\text{OH})^{-1} \rightarrow \text{CuOH}$ Hidróxido cuproso

$\text{Cu}^{+2} + (\text{OH})^{-1} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$ Hidróxido cúprico

$\text{Pb}^{+4} + (\text{OH})^{-1} \rightarrow \text{Pb}(\text{OH})_4$ Hidróxido plúmbico

$\text{Pt}^{+4} + (\text{OH})^{-1} \rightarrow \text{Pt}(\text{OH})_4$ Hidróxido platínico

$\text{Sn}^{+2} + (\text{OH})^{-1} \rightarrow \text{Sn}(\text{OH})_2$ Hidróxido estañoso

$\text{Co}^{+2} + (\text{OH})^{-1} \rightarrow \text{Co}(\text{OH})_2$ Hidróxido cobaltoso

$\text{Ta}^{+3} + (\text{OH})^{-1} \rightarrow \text{Ta}(\text{OH})_3$ Hidróxido tantalioso

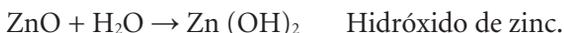
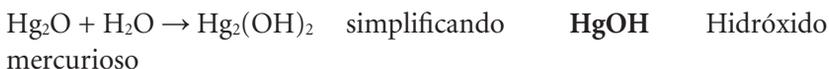
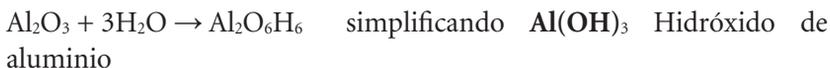
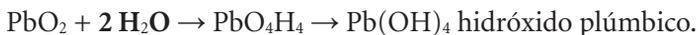
$\text{Cr}^{+2} + (\text{OH})^{-1} \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_2$ Hidróxido cromoso

** En la práctica estos compuestos se obtienen o son producto de la reacción de óxidos metálicos con moléculas de agua.*

** La reacción se dará de acuerdo con el grado de oxidación y las moléculas de agua dependerán del número de átomos de oxígeno.*

ALGUNOS EJEMPLOS

Pb_2O_4 simplificando PbO_2 óxido plúmbico, **en la molécula disponemos de 2 átomos de oxígeno, entonces la reacción se hará con 2 moléculas de agua.**



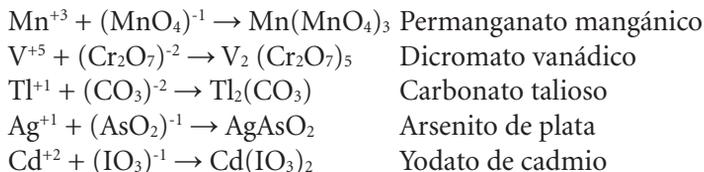
Nomenclatura. El nombre genérico es la palabra **HIDRÓXIDO** y el específico **EL NOMBRE DEL METAL.**

3. *Función oxisal neutra*

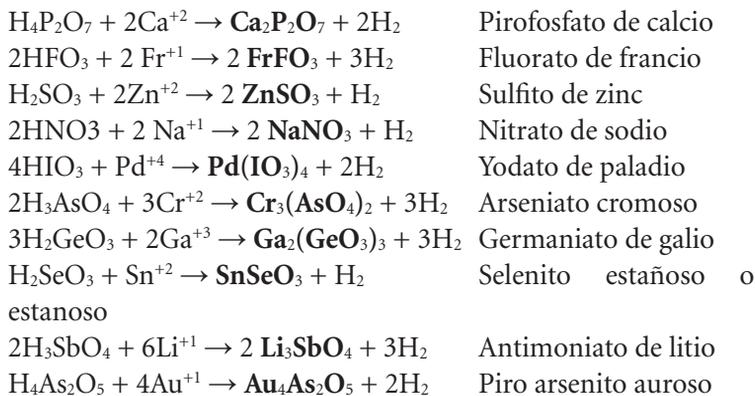
Este grupo de compuestos se obtiene por los siguientes procedimientos:

1. **Teóricamente de la reacción de un radical halogénico de ácido oxácido con un metal de valencia fija o variable**

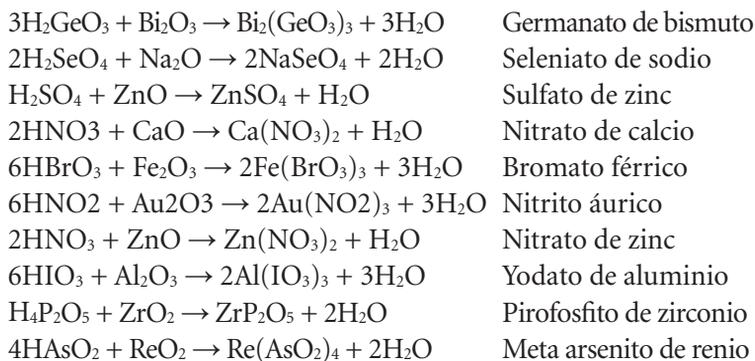




2. **En la práctica, de la reacción de un ácido oxácido con un metal, esta reacción es completa y en el proceso existe desprendimiento de hidrógeno**



3. **En la práctica, de la reacción de un ácido oxácido con un óxido metálico**



4. **En la práctica, de la reacción de un ácido oxácido con una base o hidróxido metálico**

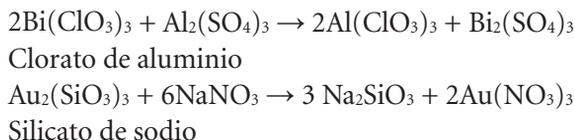
$\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$	Carbonato de calcio
$\text{HNO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	Nitrato de sodio
$\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Bi}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{BiPO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$	Fosfato de bismuto
$3\text{H}_2\text{SiO}_3 + 2\text{Au}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Au}_2(\text{SiO}_3)_3 + \text{H}_2\text{O}$	Silicato áurico
$\text{HIO} + \text{AgOH} \rightarrow \text{AgIO} + \text{H}_2\text{O}$	Hipoyodito de plata
$3\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{H}_2\text{O}$	Sulfato férrico
$\text{H}_4\text{As}_2\text{O}_5 + 4\text{CuOH} \rightarrow \text{Cu}_4\text{As}_2\text{O}_5 + 4\text{H}_2\text{O}$	Piro arsenito cuproso
$\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Y}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{YPO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$	Fosfato de ytrio
$\text{H}_2\text{TeO}_3 + 2\text{AgOH} \rightarrow \text{Ag}_2\text{TeO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$	Telurito de plata
$2\text{HBrO}_3 + \text{Hg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Hg}(\text{BrO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	Bromato mercúrico

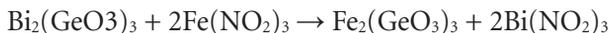
5. **En la práctica, de la reacción de una oxisal neutra con una sal halógena neutra**

$\text{CaCO}_3 + 2\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaCl}_2$	Carbonato de sodio
$2\text{BaIO}_3 + \text{RaS} \rightarrow \text{Ra}(\text{IO}_3)_2 + 2\text{BaS}$	Yodato de radio
$2\text{KIO}_4 + \text{Ag}_2\text{Se} \rightarrow 2\text{AgIO}_4 + \text{K}_2\text{Se}$	Peryodato de plata
$\text{BaCO}_3 + \text{K}_2\text{S} \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{BaS}$	Carbonato de potasio
$4\text{Ag}_3\text{AsO}_4 + 3\text{PbS}_2 \rightarrow \text{Pb}_3(\text{AsO}_4)_4 + 6\text{Ag}_2\text{S}$	Arseniato plúmbico
$\text{Cu}_4\text{As}_2\text{O}_5 + 4\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}_4\text{As}_2\text{O}_5 + 4\text{CuCl}$	Piro arsenito de sodio
$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{RaS} \rightarrow 3\text{RaSO}_4 + \text{Fe}_2\text{S}_3$	Sulfato de radio
$2\text{AgClO}_4 + \text{Li}_2\text{Se} \rightarrow 2\text{LiClO}_4 + \text{Ag}_2\text{Se}$	Perclorato de litio
$\text{ZnSO}_4 + \text{K}_2\text{Te} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{ZnTe}$	Sulfato de potasio
$2\text{Bi}(\text{ClO}_3)_3 + 6\text{KF} \rightarrow 6\text{KClO}_3 + 2\text{BiF}_3$	Clorato de potasio

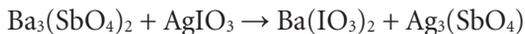
6. **En la práctica, a partir de la reacción de 2 oxisales neutras**

***Reaccionan 2 oxisales neutras para dar origen a 2 diferentes.**

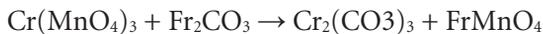




Germaniato férrico



Yodato de bario



Carbonato crómico

EJERCICIOS

A través de los 6 métodos de obtención de oxisales neutras que se revisaron, obtener los siguientes compuestos:

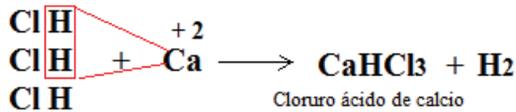
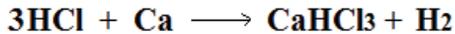
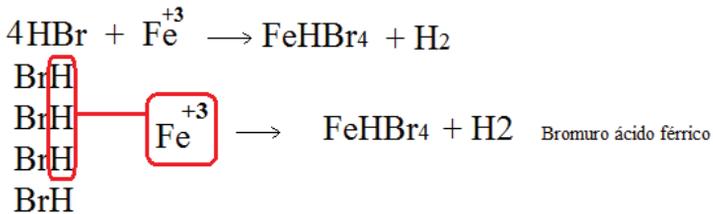
- Sulfito manganoso
- Yodato de bario
- Silicato ferroso
- Perclorato áurico
- Meta fosfito de vanadio
- Orto arseniato cromoso
- Hipoclorito cuproso
- Seleniato de zirconio
- Carbonato de disprosio
- Permanganato mercúrico
- Dicromato de Bario

4. *Función haluro ácido*

Estos compuestos resultan de la sustitución parcial de los hidrógenos de un ácido hidrácido por intermedio de un metal.

Nomenclatura. El nombre genérico es el del metaloide terminado en URO, el específico es el nombre del metal, intercalado por la palabra ÁCIDO.

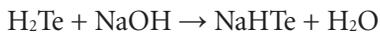
EJEMPLOS



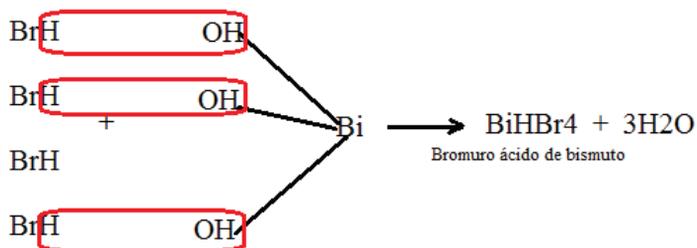
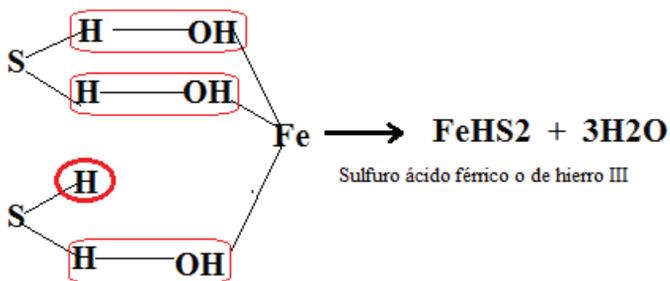
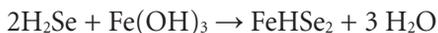
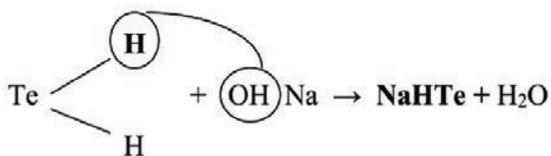
Ácido clorhídrico + calcio → Cloruro ácido de calcio + hidrógeno molecular. Se eliminan 2 hidrógenos en la molécula, por la valencia del calcio (+2).



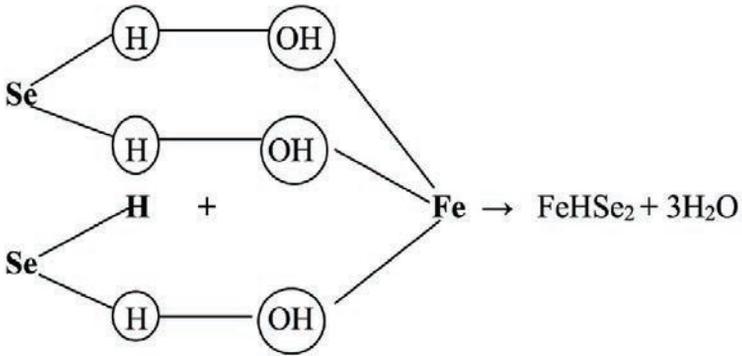
** En la práctica los haluros ácidos resultan de la reacción de un ácido hidrácido con base o hidróxido*



Ácido telurhídrico + hidróxido de sodio → Teluro ácido de sodio + agua



Ácido selenhídrico + hidróxido férrico → Selenuro ácido férrico + agua

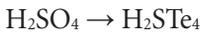


5. Función sulfoácido, seleniácido, telurácido

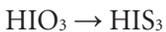
Estos compuestos resultan de sustituir el oxígeno de un ácido oxácido por átomos de (S, Se, Te) esta sustitución es posible porque estos elementos pertenecen a la misma familia.

Nomenclatura. El nombre genérico es la palabra **ÁCIDO** y el específico es el **NOMBRE DEL ANHÍDRIDO**, intercalado por la palabra **SULFO, SELENI, o TELURI** según la sustitución.

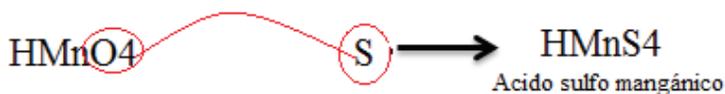
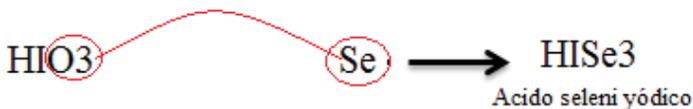
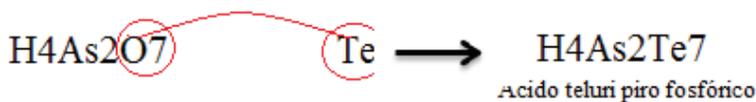
ALGUNOS EJEMPLOS



ácido **TELURI** sulfúrico



ácido **SULFO** yódico

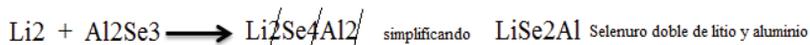
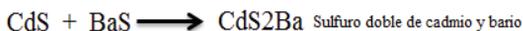


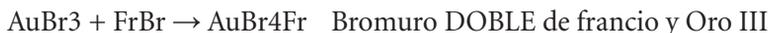
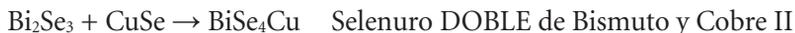
6. Función haluro doble

Estos compuestos se obtienen haciendo reaccionar dos sales halógenas neutras que tengan el mismo metaloide, pero distinto metal.

Nomenclatura. El nombre genérico es el del metaloide, y el específico el del metal, intercalado por la palabra DOBLE.

ALGUNOS EJEMPLOS

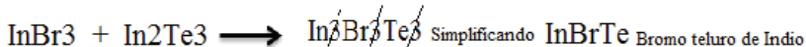
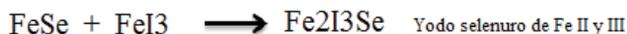
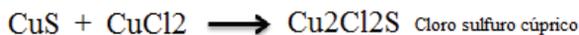




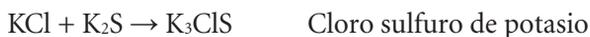
7. *Función haluro mixto*

Estos compuestos resultan de la reacción de dos sales halógenas neutras que tienen el mismo metal, pero distinto metaloide.

Nomenclatura. El nombre genérico es el del **metaloide más electronegativo**, el específico es el del metal, intercalado por el **metaloide más electropositivo**, con la terminación URO.



ALGUNOS EJEMPLOS

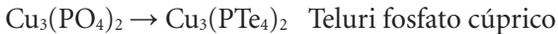
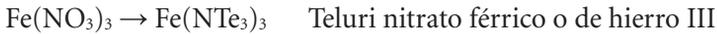
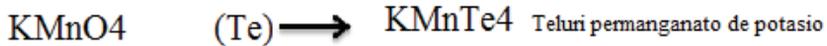
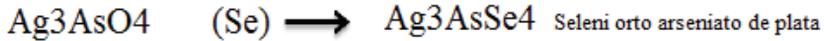


8. *Funciones sulfosal, selenisal y telurisal neutra*

Este grupo de compuestos resultan de la sustitución de los átomos de oxígeno de una oxisal neutra, por átomos de S, Se, y Te, siendo posible esta sustitución porque pertenecen a la misma familia.

Nomenclatura. El nombre genérico es la palabra **SULFO, SELENI TELURI** de acuerdo con el elemento que se haya sustituido, el específico es el nombre del metal, intercalado por el nombre del radical.

ALGUNOS EJEMPLOS



9. Función aleación ternaria

Para este caso las aleaciones se forman por la unión de 3 metales en porcentajes diferentes.

Nomenclatura. El nombre genérico es la palabra ALEACIÓN, y el específico está representado, por el nombre de **los 3 metales y sus porcentajes**.

El acero. Una aleación fundamental de uso en la industria, es un material muy resistente y en algunos casos maleable, producto de la aleación del hierro y carbono principalmente, aunque puede contar también con silicio, azufre y oxígeno en menores proporciones. La presencia del carbono vuelve al hierro más resistente a la corrosión, actualmente la gama de aceros es muy amplia.⁶

6 <https://bit.ly/3pXlCym>

ALGUNOS EJEMPLOS

Aleación cobre, zinc y níquel: Cu = 50 %
Zn = 25 %
Ni = 25 %

Aleación oro, plata, cobre: Au = 90 %
Ag = 5 %
Cu = 5 %

10. Función amalgama ternaria

Estos compuestos resultan de la combinación de cualquier metal más el mercurio, considerando sus porcentajes.

Nomenclatura. El nombre genérico es la palabra amalgama, y el específico está dado por el nombre de los dos metales que se han combinado con el mercurio.

EJEMPLOS

Amalgama de cobre y estaño: Hg 90 %
Cu 50 %
Sn 5 %

Amalgama de oro y plata: Hg 10 %
Au 80 %
Ag 10 %

Nomenclatura de compuestos cuaternarios

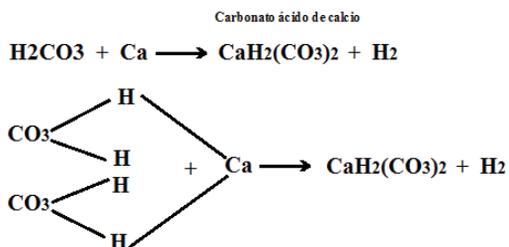
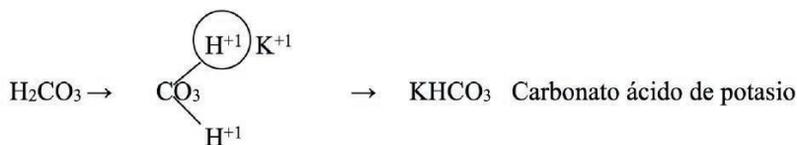
COMPUESTOS CUATERNARIOS	
1	Función oxisal ácida
2	Función oxisal básica
3	Función haluro básico
4	Función oxisal doble
5	Función oxisal mixta
6	Función Sulfosal, selenisal y telurisal ácida
7	Función aleación cuaternaria
8	Función amalgama cuaternaria

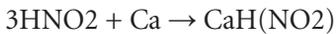
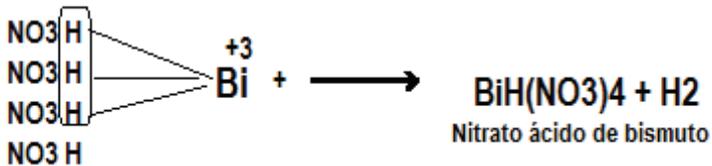
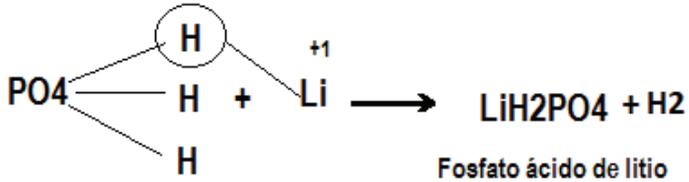
1. Función oxisal ácida

Estos compuestos se obtienen teóricamente de la sustitución parcial de los hidrógenos de un ácido oxácido por intermedio de un metal.

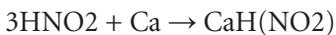
Nomenclatura. El nombre genérico es el radical, el específico es el nombre del metal, intercalado por la palabra **ÁCIDO**.

ALGUNOS EJEMPLOS

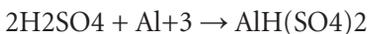




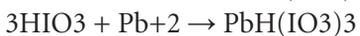
Nitrito ácido de calcio



Nitrito ácido de calcio

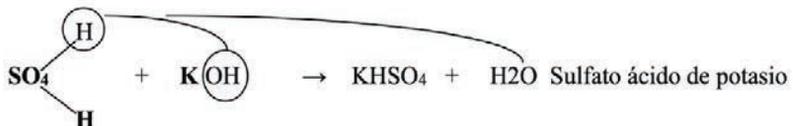


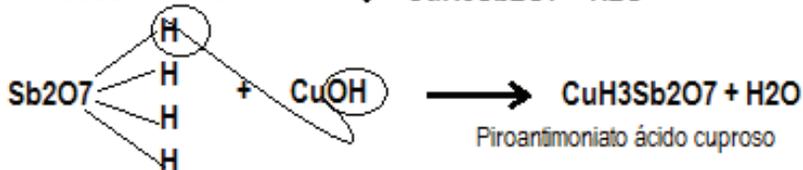
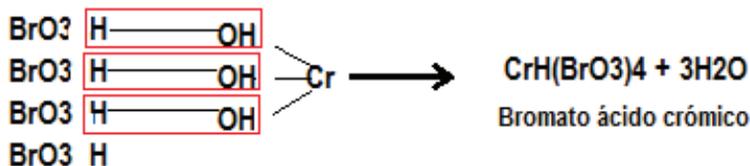
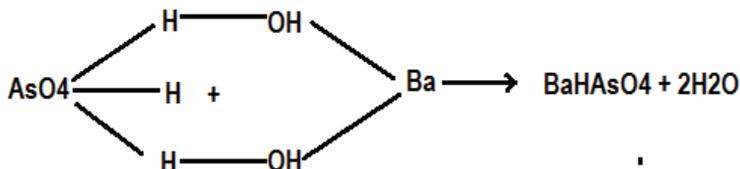
Sulfato ácido de aluminio



Yodato ácido plumboso

** Es posible la obtención de estas sales mediante la reacción de un ácido con una base*

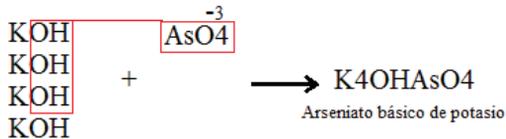
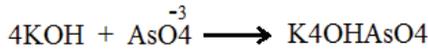
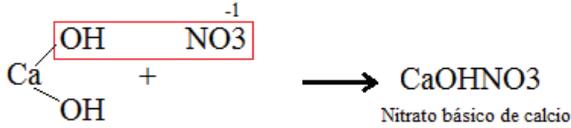
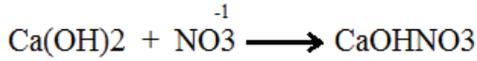




2. Función oxisal básica

Estos compuestos se obtienen a través de la sustitución parcial de los oxhidrilos de una base, por intermedio de un radical halogénico de ácido oxácido.

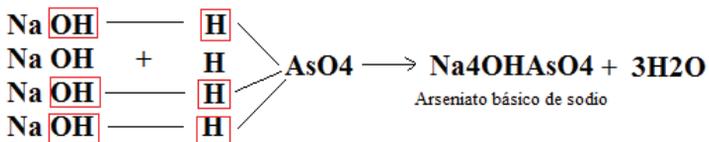
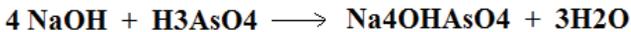
Nomenclatura. El genérico es el nombre del radical, el específico, el nombre del metal, intercalado, por la palabra BÁSICO.

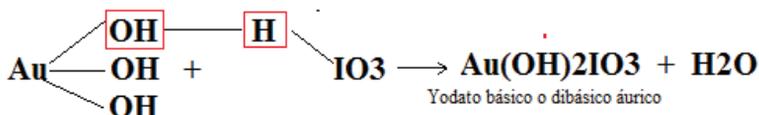
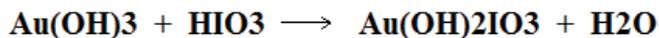
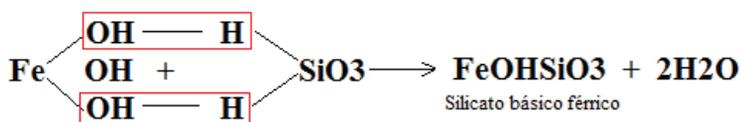
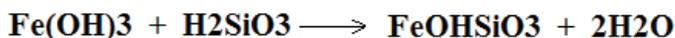
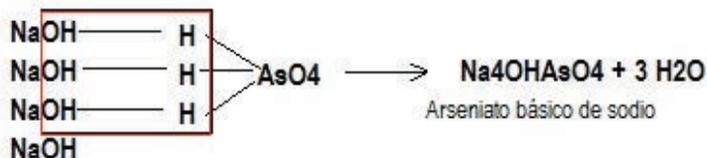
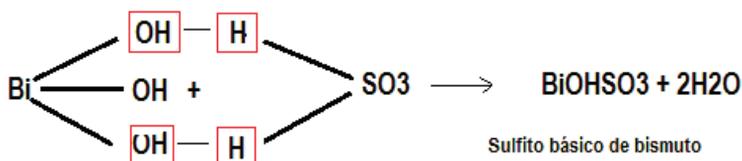


ALGUNOS EJEMPLOS

- $\text{Al(OH)}_3 + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{AlOHSO}_4$ Sulfato básico de aluminio
 $2\text{NaOH} + \text{BrO}_3^{-1} \rightarrow \text{NaOHBrO}_3$ Bromato básico de sodio
 $\text{Au(OH)}_3 + \text{NO}_3^{-1} \rightarrow \text{Au(OH)}_2\text{NO}_3$ Nitrato básico de Au III o Nitrato dibásico áurico

**En la práctica estos compuestos se obtienen a través de la reacción de una BASE con un ÁCIDO OXÁCIDO, el proceso dependerá de la concentración de los reactantes.*

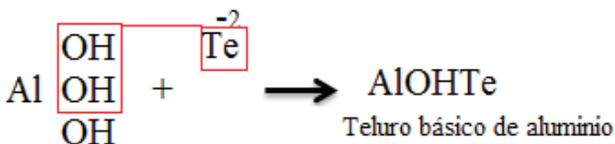
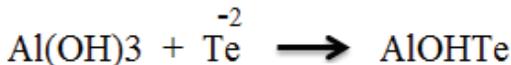
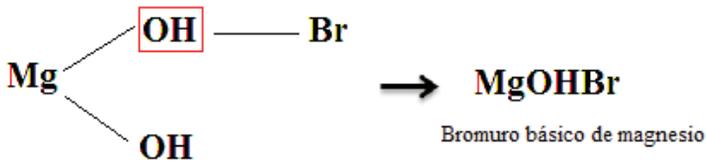
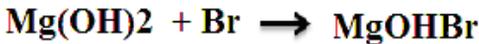
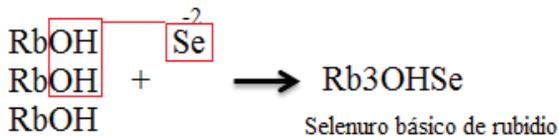




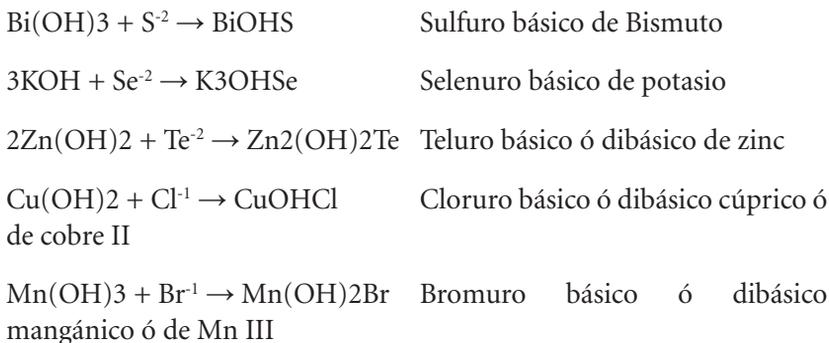
3. Función haluro básico

Estos compuestos resultan de la sustitución parcial de los $[\text{OH}]^{-1}$ (oxhidrilos) de una base por intermedio de metaloides monovalentes (-1) y divalentes (-2).

Nomenclatura. El genérico es el nombre del metaloide terminado en URO, el específico es el nombre del metal, intercalado por la palabra BÁSICO, por la presencia del OH.

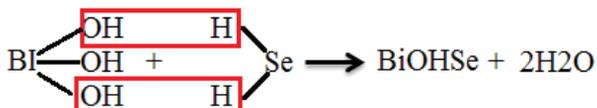
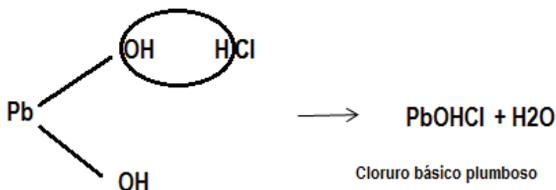


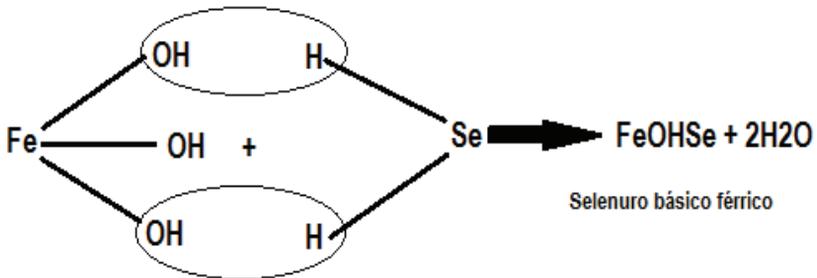
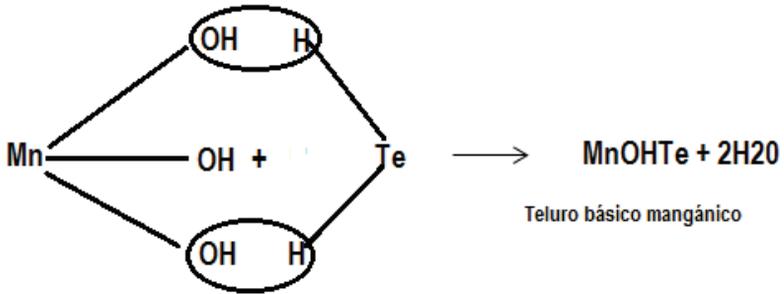
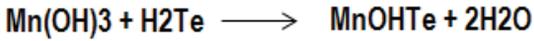
ALGUNOS EJEMPLOS



* En la práctica estos compuestos se obtienen mediante la reacción de una base con un ácido hidrácido.

ALGUNOS EJEMPLOS





4. Función oxisal doble

Estos compuestos resultan de la reacción de dos sales oxisales neutras que tengan el mismo radical halogénico, pero distinto metal.

Nomenclatura. El genérico es el nombre del radical y el específico el nombre de los metales que forman el compuesto, intercalado por la palabra DOBLE.

ALGUNOS EJEMPLOS

$\text{CaCO}_3 + \text{BaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{CO}_3)_2\text{Ba}$ Carbonato doble de calcio y bario.

$\text{Li}_2\text{SO}_4 + \text{Ag}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Li}_2(\text{SO}_4)_2\text{Ag}_2$ **Simplificando** LiSO_4Ag Sulfato doble de litio y plata

$\text{Al}_2(\text{GeO}_3)_3 + \text{ZnGeO}_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{GeO}_3)_4\text{Zn}$ Germanato doble de aluminio y zinc.

$\text{Au}(\text{NO}_3)_3 + \text{Ra}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Au}(\text{NO}_3)_5\text{Ra}$ Nitrito doble de radio y oro III (aurico)

$\text{NaClO}_3 + \text{KClO}_3 \rightarrow \text{Na}(\text{ClO}_3)_2\text{K}$ Clorato doble de sodio y potasio

$\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{BaSO}_3 \rightarrow \text{K}_2(\text{SO}_3)_2\text{Ba}$ Sulfito doble de potasio y bario

$\text{Ag}_3\text{PO}_4 + \text{Li}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ag}_3(\text{PO}_4)_2\text{Li}_3$ Fosfato doble de plata y Litio

$\text{KMnO}_4 + \text{NaMnO}_4 \rightarrow \text{K}(\text{MnO}_4)_2\text{Na}$ Permanganato doble de potasio y sodio

$\text{RbBrO}_4 + \text{Zn}(\text{BrO}_4)_2 \rightarrow \text{Rb}(\text{BrO}_4)_3\text{Zn}$ Perbromato doble de rubidio y zinc.

$\text{Cr}(\text{NO}_2)_2 + \text{Pb}(\text{NO}_2)_4 \rightarrow \text{Cr}(\text{NO}_2)_6\text{Pb}$ Nitrito doble de cromo II y plomo IV

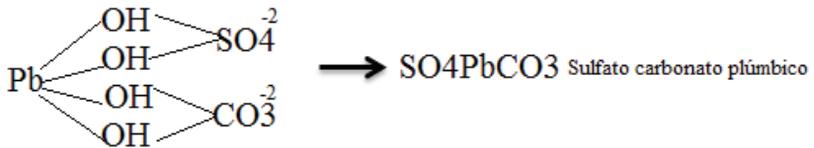
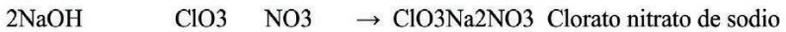
5. *Función oxisal mixta*

Estos compuestos resultan de la sustitución de los [OH] oxhidrilos de una base por intermedio de dos radicales halogénicos de ácidos oxácidos.

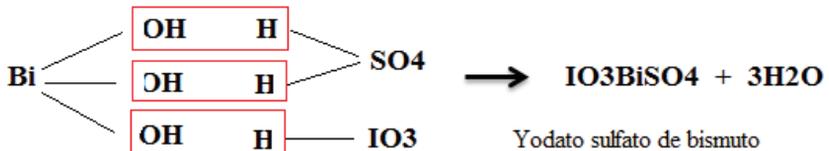
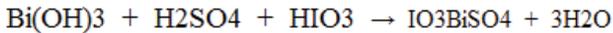
III

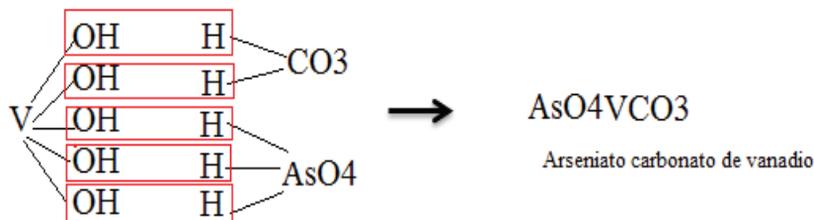
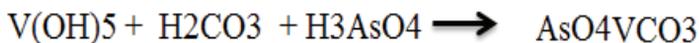
Nomenclatura. Primero se escribe y nombra al radical más electronegativo, luego, el electropositivo, y finalmente el metal.

EJEMPLOS



** Estos compuestos se pueden obtener a partir de la reacción de una base o hidróxido con 2 ácidos oxácidos.*





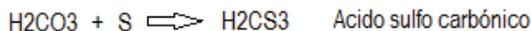
6. Funciones sulfosal, selenisal y telurisal ácida

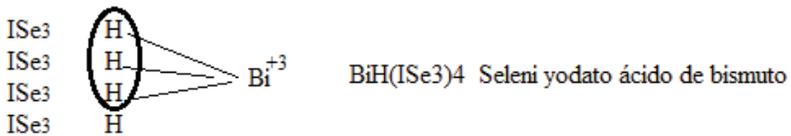
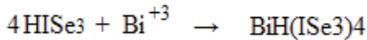
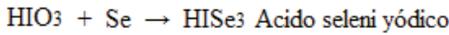
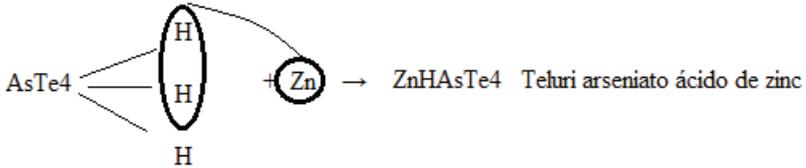
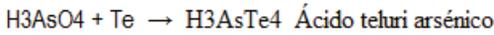
Estos compuestos resultan de la sustitución parcial de los hidrógenos de un sulfoácido, seleniácido y telurácido por intermedio de un metal.

Nomenclatura. Para nombrar estos compuestos se intercala entre el genérico y el específico de la sal, la palabra ácido.

El genérico son las palabras (sulfa, seleni y teluri) seguido por el nombre del radical el específico es el nombre del metal intercalado por la palabra ácido.

ALGUNOS EJEMPLOS





EJEMPLOS

H ₂ STe ₄	Na	NaHSTe ₄	Teluri sulfato ácido de sodio
H ₂ CTe ₃	K	KHCTe ₃	Teluri carbonato ácido de potasio
H ₃ PS ₄	Ca	CaHPS ₄	Sulfo fosfato ácido de calcio
H ₃ AsSe ₄	Zn	ZnHASe ₄	Seleni arseniato ácido de zinc.

7. Función aleación cuaternaria

Estos compuestos resultan de combinar o mezclar cuatro metales en porcentajes diferentes.

Nomenclatura. El genérico es la palabra ALEACIÓN y el específico está representado por el nombre de los metales que forman parte de la aleación.

EJEMPLOS

Al	85 %
Cu	5 %
Mg	5 %
Mn	5 %

8. Función amalgama cuaternaria

Las amalgamas se obtienen por la combinación de tres metales con el mercurio.

Nomenclatura. El genérico es la palabra AMALGAMA y el específico es el nombre de los tres metales que forman la amalgama con el Hg.

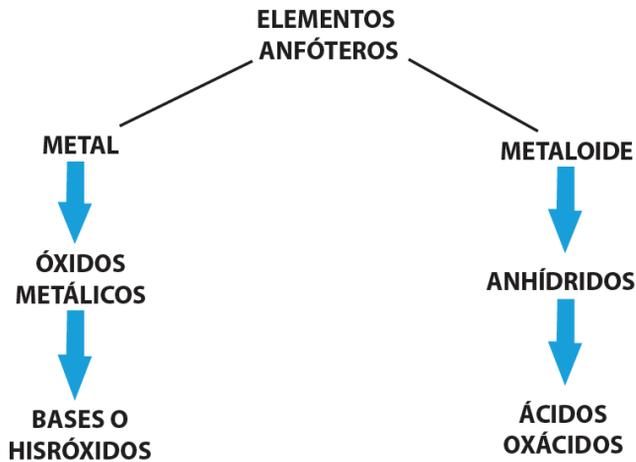
EJEMPLOS

Amalgama de oro-plata-cobre:

Hg	90 %
Au	3 %
Ag	3 %
Cu	4 %

Elementos anfóteros

Anfótero. La palabra deriva del prefijo griego AMPHI- (AMΦU-) QUE SIGNIFICA “AMBOS” elementos que pueden **formar ácidos y bases**.

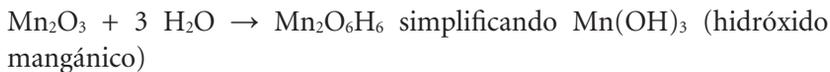
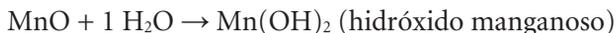


Compuestos del manganeso (+2 +3 +4 +6 +7)

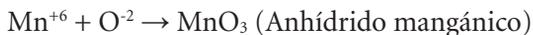
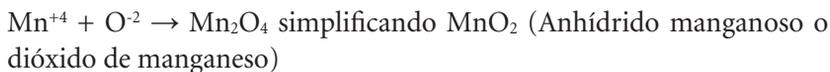
Con valencias +2 y +3



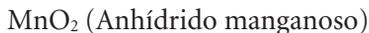
* Los óxidos forman bases o hidróxidos al combinarse con moléculas de agua de acuerdo con el grado de oxidación.



Con valencias +4 +6 +7



** Los anhídridos al combinarse con moléculas de agua forman ácidos oxácidos.*



** El anhídrido manganoso reacciona con una molécula de agua y dos moléculas de agua, para obtener los ácidos meta manganoso y orto manganoso respectivamente.*



Sales importantes del manganeso

Metamanganito de potasio, ortomanganito de potasio, manganato de potasio, y el permanganato de potasio.

H_2MnO_3 (ácido meta manganoso) \rightarrow eliminando los átomos de hidrógeno $\rightarrow (\text{MnO}_3)^{-2}$ radical meta manganito valencia -2

Metal + radical \rightarrow SAL

$\text{K}^{+1} + \text{MnO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_3$ (**meta manganito de potasio**)

H_4MnO_4 (ácido orto manganoso) \rightarrow eliminando los átomos de hidrógeno $\rightarrow (\text{MnO}_4)^{-4}$ radical orto manganito valencia -4

Metal + radical \rightarrow SAL

$\text{K}^{+1} + \text{MnO}_4 \rightarrow \text{K}_4\text{MnO}_4$ (**ortomanganito de potasio**)

H_2MnO_4 (ácido mangánico) \rightarrow eliminando los átomos de hidrógeno $\rightarrow (\text{MnO}_4)^{-2}$ radical orto manganato valencia -2

$\text{K}^{+1} + \text{MnO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4$ (**manganato de potasio**)

HMnO_4 (ácido permangánico) \rightarrow eliminando los átomos de hidrógeno $\rightarrow (\text{MnO}_4)^{-1}$ radical permanganato, valencia -1

$\text{K}^{+1} + \text{MnO}_4 \rightarrow \text{KMnO}_4$ (permanganato de potasio)

Compuestos del nitrógeno (+1 +2 +3 +4 +5)

$\text{N}^{+1} + \text{O}^{-2} \rightarrow \text{N}_2\text{O} \rightarrow$ óxido nitroso

$\text{N}^{+2} + \text{O}^{-2} \rightarrow \text{N}_2\text{O}_2$ simplificando NO \rightarrow óxido nítrico

$\text{N}^{+3} + \text{O}^{-2} \rightarrow \text{N}_2\text{O}_3$ anhídrido nitroso

$\text{N}^{+4} + \text{O}^{-2} \rightarrow \text{N}_2\text{O}_4$ simplificando NO_2 dióxido de nitrógeno o peróxido de nitrógeno

$\text{N}^{+5} + \text{O}^{-2} \rightarrow \text{N}_2\text{O}_5$ anhídrido nítrico

Compuestos del cromo (+2 +3 +6)

Como metal y con valencia + 2 y +3



**Los óxidos metálicos reaccionan con moléculas de agua para formar bases o hidróxidos.*

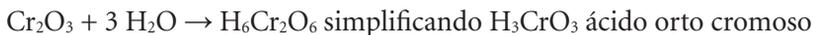
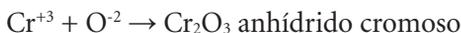
CrO óxido cromoso



Cr₂O₃ óxido crómico



Como no metal y con valencia +3 y +6



Anhídrido + agua → ácido oxácido



Sales importantes del cromo

Metacromito de sodio, ortocromito de sodio, cromato de potasio, dicromato de potasio

HCrO_2 ácido meta cromoso \rightarrow Radical metacromito $(\text{CrO}_2)^{-1}$

Metal + radical \rightarrow SAL

$\text{Na}^{+1} + \text{CrO}_2 \rightarrow \text{NaCrO}_2$ **metacromito de sodio**

H_3CrO_3 ácido orto cromoso \rightarrow radical ortocromito $(\text{CrO}_3)^{-3}$

Metal + radical \rightarrow SAL

$\text{Na}^{+1} + \text{CrO}_3 \rightarrow \text{Na}_3\text{CrO}_3 \rightarrow$ **ortocromito de sodio**

H_2CrO_4 ácido crómico \rightarrow Radical cromato $(\text{CrO}_4)^{-2}$

Metal + Radical \rightarrow SAL

$\text{K}^{+1} + \text{CrO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4$ **cromato de potasio**

H_2CrO_7 ácido dicrómico \rightarrow Radical dicromato $(\text{Cr}_2\text{O}_7)^{-2}$

$\text{K}^{+1} + \text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ **dicromato de potasio**

Reacción química

Se denomina también *cambio químico* o *fenómeno químico*, es todo proceso en el que dos o más sustancias llamadas *reactantes* o *reactivos*, se transforman o cambian su estructura molecular para formar un producto. Una reacción química posteriormente se transformará en una ecuación química cuando se igualan el número de átomos de las sustancias reaccionantes y productos de la reacción. Para que una reacción se produzca, es necesario ciertas condiciones como: la luz, calor, presión, temperatura y el uso posiblemente de ciertos catalizadores.

En la naturaleza tienen lugar dos tipos de transformaciones (físicas y químicas) en las transformaciones físicas, no cambia la naturaleza de las sustancias que intervienen (MEZCLAS) y en las químicas (COMBINACIONES) se produce un cambio en su naturaleza, un intercambio de electrones y la formación de enlaces químicos.

Velocidad de reacción

Todo proceso químico se da a una determinada *velocidad de reacción*, esta velocidad podrá alterarse con el uso de catalizadores (sustancias ajenas a la reacción) o posiblemente por acción de la temperatura, cuando existe un incremento en la temperatura, también se incrementa la velocidad de reacción.

Catalizador químico

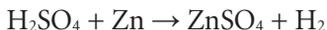
Es una sustancia ajena a un proceso químico, que actúa dando a lugar una reacción, que en algunos casos puede incrementar la velocidad de reacción, pero que no forma parte de los productos resultantes de la reacción.

Los catalizadores se pueden clasificar en dos grupos: heterogéneos o de contacto y los catalizadores homogéneos.

Clases de reacciones

1. Reacciones exotérmicas
2. Reacciones endotérmicas
3. Reacciones de combinación o síntesis
4. Reacciones de descomposición o análisis
5. Reacciones de simple sustitución o cambio
6. Reacciones de doble descomposición
7. Reacciones reversibles
8. Reacciones irreversibles
9. Reacciones de neutralización
10. Reacciones de hidrólisis
11. Reacciones iónicas
12. Reacciones de oxidación
13. Reacciones de reducción

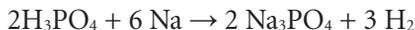
Reacción exotérmica. Cuando en el momento de su producción desprenden calor, por ejemplo la reacción del ácido sulfúrico con el zinc, para la producción de hidrógeno.



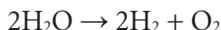
Reacción endotérmica. Son reacciones que necesitan de energía calorífica para que se produzcan, por ejemplo, si colocamos en una cápsula de porcelana una cierta cantidad de azufre con limaduras de hierro, en estas circunstancias, no pasa de ser una mezcla, en la cual podemos reconocer fácilmente a sus elementos constituyentes (S, Fe). Pero si esta mezcla la calentamos observamos que se produce una especie de pasta homogénea llamada **FeS** (sulfuro ferroso) con propiedades físicas y químicas diversas a las del azufre y hierro.



Reacciones de combinación o síntesis. Son reacciones que resultan de la combinación de dos o más elementos, para formar compuestos diferentes. Por ejemplo:



Reacciones de descomposición o análisis. Como su nombre lo indica, son reacciones en las cuales un compuesto o sustancia se descompone en sus elementos constitutivos. Por ejemplo, la descomposición de una molécula de agua.

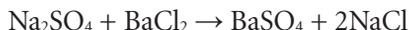


Reacciones de simple sustitución. Este tipo de reacciones se dan cuando un elemento que se encuentra en estado de libertad sustituye o reemplaza a otro elemento que se encuentra formando parte de un compuesto y este a su vez queda en libertad.

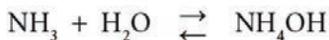
Por ejemplo, en la reacción el calcio que se encuentra formando parte de un sal (carbonato de calcio) es reemplazado por el Zn que se encuentra en estado de libertad, formándose una sal diferente (carbonato de zinc) quedando el calcio en estado de libertad.



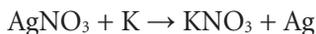
Reacciones de doble descomposición. Cuando reaccionan dos sustancias y se intercambian sus elementos para formar otros diferentes. Por ejemplo:



Reacción reversible. Se da cuando las sustancias resultantes, pueden volver a generar las sustancias reaccionantes. Por ejemplo, la reacción del amoníaco con el agua para la formación del hidróxido de amonio. El hidróxido de amonio, una vez que se formó tiende a formar nuevamente amoníaco y agua (Sustancias reaccionantes).

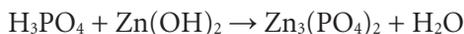


Reacción irreversible. Una vez que se produce la reacción es imposible volver a generar nuevamente las sustancias reaccionantes. Por ejemplo:

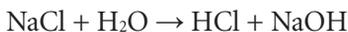


Reacciones de neutralización. Este tipo de reacciones se dan entre un ácido y una base, para la obtención de una sal, una reacción tipo se da entre el ácido sulfúrico y el hidróxido de sodio.

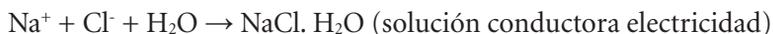
En una reacción de neutralización, se da un equilibrio entre los iones hidrógeno (H^+) y los (OH^-)



Reacciones de hidrólisis. Resultan de la descomposición de una sal por intermedio del agua, para formar un ácido y una base. Por ejemplo, la reacción del cloruro de sodio con el agua.

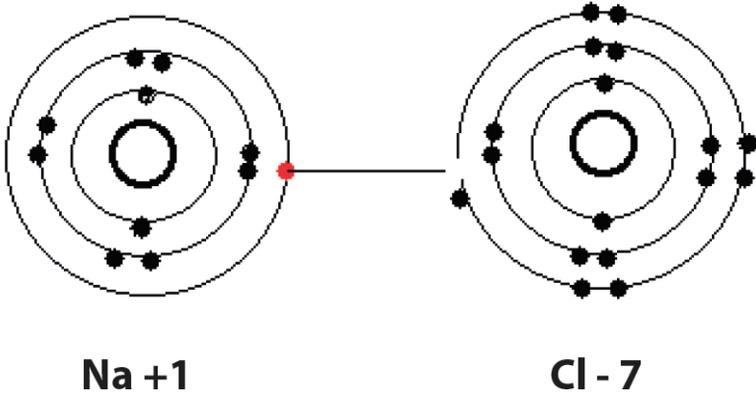


Reacciones iónicas. Son reacciones en las cuales una sustancia química se ioniza o disocia, para formar con el agua una solución conductora de la electricidad. Por ejemplo la disociación de los iones cloro y sodio (NaCl) en el agua forman un solución conductora de la corriente eléctrica.



Reacciones de Oxidación. Se dan cuando en una reacción uno o más elementos aumentan de valencia (ganan electrones).

Reacciones de Reducción. Cuando en una reacción uno o más elementos disminuyen su valencia (pierden electrones).



Ecuación química

Es la representación abreviada de fórmulas que nos representan las diversas sustancias químicas que reaccionan para dar lugar a sustancias diferentes, una reacción química, se convierte en una ecuación química en el momento que equiparamos o igualamos las sustancias reaccionantes y resultantes.

Toda ecuación química comprende dos partes:

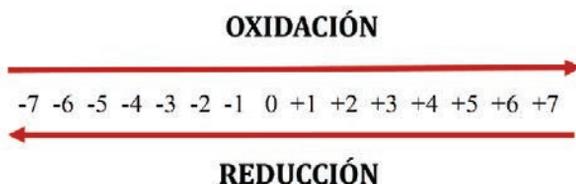
1. Sustancias **reaccionantes o primer miembro** de la reacción localizado antes de la flecha (a la izquierda) (\rightarrow) que significa *nos da*.
2. Sustancias **resultantes, producto, o segundo miembro** de la reacción, localizadas luego de la flecha a la derecha de la ecuación.

Ecuación redox

En toda reacción química existe la pérdida y ganancia de electrones, uno o más elementos han ganado y perdido electrones.

El término REDOX es la abreviatura de OXIDACIÓN y REDUCCIÓN.

Escala de oxidación y reducción



Todo cambio de valencia que va desde la izquierda hacia la derecha nos representa una OXIDACIÓN, y en sentido contrario desde la derecha hacia la izquierda una REDUCCIÓN.

Con base en lo expuesto:

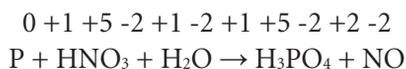
- De -1 a +4 hay una ganancia (oxidación) de 5 electrones
- De +5 a -2 hay una pérdida (reducción) de 7 electrones
- De -4 a +4 hay una ganancia (oxidación) de 8 electrones
- De -7 a +3 hay una ganancia (oxidación) de 10 electrones
- De +3 a -5 hay una pérdida (reducción) de -8 electrones

Valencia de los elementos en una ecuación redox

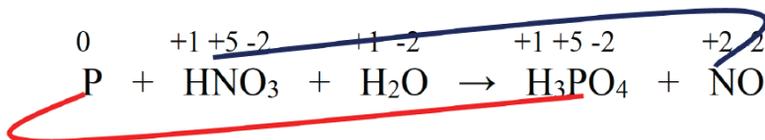
1. Los elementos químicos en estado atómico o molecular tienen **VALENCIA CERO**. Por ejemplo: H_2 ; Cl_2 ; O_2 .
2. El hidrógeno tiene valencia +1 en todos los compuestos excepto en los hidruros metálicos, donde funciona con valencia. Ejemplo: $BaH_2 \rightarrow (Ba^{+2} H_2^{+1})$.
3. El oxígeno tiene valencia negativa -2 en todos los compuestos excepto en los peróxidos, donde funciona con valencia -1. Ejemplo: $H_2O_2 (H_2^{+1} O_2^{-1})$; $Na_2O_2 (Na_2^{+1} O_2^{-1})$.
4. Toda molécula es eléctricamente neutra.
5. Todos los metales tienen **VALENCIA POSITIVA**.

Normas para igualar una ecuación redox por el método de la valencia

Norma 1. Se plantea la ecuación, luego escribimos en la parte superior de cada elemento la valencia correspondiente. Por ejemplo:



Norma 2. Se señala los elementos que cambian de valencia al pasar del primer miembro al segundo.

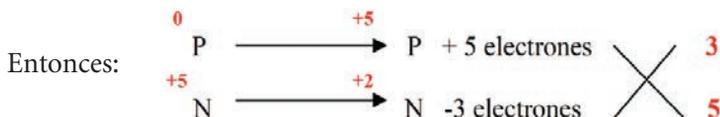


Norma 3. Se señala la oxidación y reducción de los elementos que cambiaron de valencia.

Norma 4. Se intercambian los coeficientes de oxidación y reducción, es decir, el coeficiente de oxidación antepone a la fórmula reducida y viceversa.

En el ejemplo:

- De fósforo 0 pasa a fósforo +5
- De nitrógeno +5 pasa a nitrógeno +2



Norma 5. Se procede a igualar la reacción considerando el siguiente orden:

1. Metaloides que no sean H₂ y O₂
2. Metales
3. H₂
4. O₂

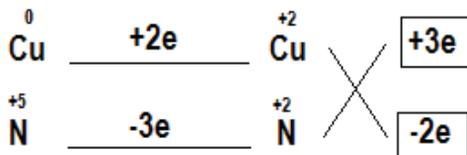
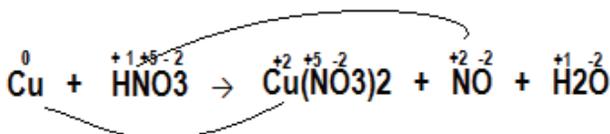
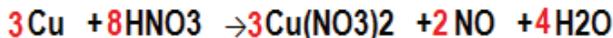
Si los átomos de oxígeno están en igual número tanto en el primer miembro como en el segundo, la ecuación se ha igualado.

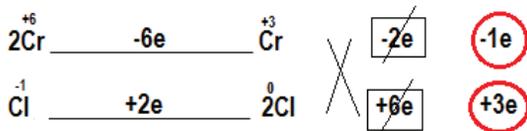
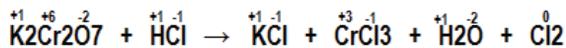
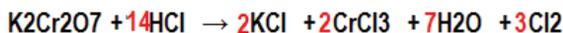
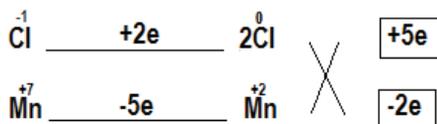
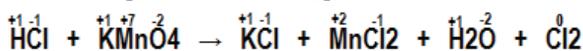
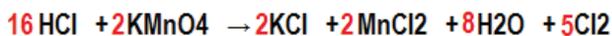
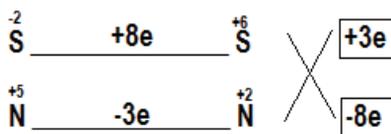
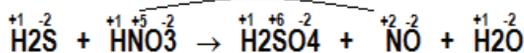
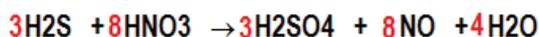


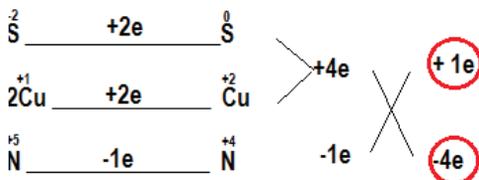
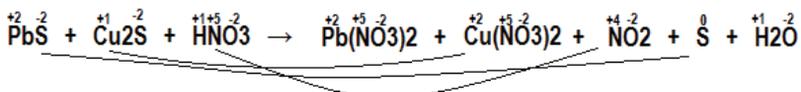
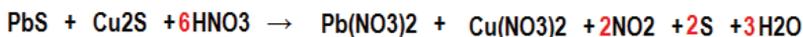
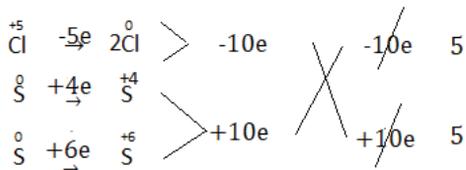
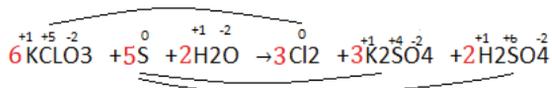
IMPORTANTE

Para igualar una ecuación, se parte del mayor subíndice, de los elementos que han cambiado de valencia. La ecuación será igualada partiendo del elemento que disponga el mayor subíndice.

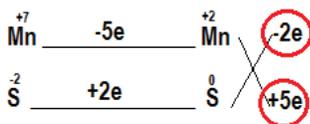
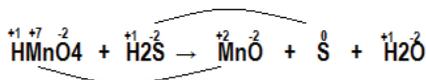
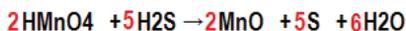
Algunos ejemplos de igualación de ecuaciones REDOX por el método de la valencia.



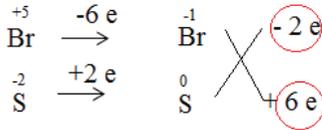
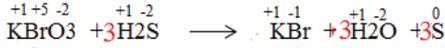




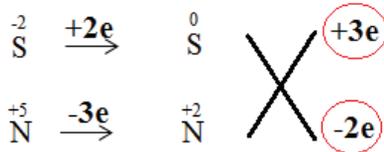
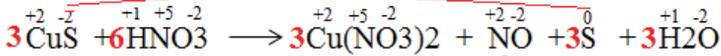
Acido permangánico + ácido sulfhídrico → oxido manganoso + azufre + agua



Bromato de potasio + ácido sulfhídrico \longrightarrow Bromuro de potasio + agua + azufre



Sulfuro cúprico + ácido nítrico \longrightarrow Nitrato cúprico + óxido nítrico + azufre + agua



Igualar

1. Óxido férrico + monóxido de carbono \rightarrow hierro + dióxido de carbono
2. Ácido nítrico + azufre \rightarrow ácido sulfúrico + óxido nítrico
3. Ácido yodhídrico + ácido yódico \rightarrow yodo molecular + agua
4. Cobre + ácido nítrico \rightarrow dióxido de nitrógeno + nitrato cúprico + agua
5. Plata + ácido nítrico \rightarrow óxido nítrico + nitrato de plata + agua

6. Sulfuro de sodio + sulfato de sodio + anhídrido silícico \rightarrow silicato de sodio + gas sulfuroso.
7. Cobre + ácido nítrico \rightarrow óxido nítrico + nitrato cúprico + agua
8. Ácido clorhídrico + permanganato de potasio \rightarrow cloruro manganoso + cloruro de potasio + cloro molecular + agua
9. Sulfuro cúprico + ácido nítrico \rightarrow nitrato cúprico + óxido nítrico + azufre + agua
10. Azufre + dicromato de potasio + agua \rightarrow anhídrido sulfuroso + hidróxido de potasio + óxido crómico
11. Sulfuro de cadmio + ácido nítrico \rightarrow nitrato de cadmio + óxido nítrico + azufre + agua
12. Ácido permangánico + ácido sulfhídrico \rightarrow óxido manganoso + azufre + agua
13. Hierro + ácido nítrico \rightarrow nitrato férrico + óxido nitroso + agua
14. Bromato de potasio + ácido sulfhídrico \rightarrow bromuro de potasio + agua + azufre
15. Arsénico + ácido nítrico + agua \rightarrow ácido arsénico + óxido nítrico.
16. Fósforo + ácido nítrico + agua \rightarrow ácido fosfórico + óxido nítrico.
17. Arsénico + hipoclorito de sodio + agua \rightarrow cloruro de sodio + ácido arsénico.
18. Mercurio + ácido nítrico \rightarrow nitrato mercúrico + óxido nítrico + agua
19. Zinc + ácido sulfúrico + cloruro de plata \rightarrow plata + sulfato de zinc + ácido clorhídrico.

20. Cloruro cobaltoso + hidróxido de potasio + clorato de potasio → óxido cobáltico + cloruro de potasio + agua
21. Cloro molecular + hidróxido de potasio → Cloruro de potasio + clorato de potasio + agua
22. Sulfuro plumboso + sulfuro cuproso + ácido nítrico → Nitrato plumboso + nitrato cúprico + dióxido de nitrógeno + azufre a agua
23. Agua oxigenada + permanganato de potasio + ácido sulfúrico → Sulfato de potasio + sulfato manganoso + oxígeno molecular + agua
24. Yoduro crómico + hidróxido de potasio + cloro molecular → Cromato de potasio + peryodato de potasio + cloruro de potasio + agua
25. Sulfato crómico + yoduro de potasio + yodato de potasio + agua → hidróxido crómico + sulfato de potasio + yodo molecular
26. Bromato de potasio + yoduro de potasio + ácido bromhídrico → Bromuro de potasio + yodo molecular + agua
27. Yodato de calcio + yoduro de potasio + ácido clorhídrico → Cloruro de calcio + cloruro de potasio + yodo molecular + agua
28. Sulfato manganoso + permanganato de potasio + agua → dióxido de manganeso + sulfato de potasio + ácido sulfúrico
29. Permanganato de potasio + sulfito de potasio + ácido clorhídrico → Dióxido de manganeso + sulfato de potasio + cloruro de potasio + agua
30. Dicromato de potasio + ácido clorhídrico → cloruro crómico + cloro molecular + cloruro de potasio + agua
31. Selenito de potasio + yoduro de potasio + ácido clorhídrico → Cloruro de potasio + selenio + yodo molecular + agua

32. Telurato de sodio + ácido clorhídrico \rightarrow Ácido teluroso + cloruro de sodio + cloro molecular + agua
33. Yodato de potasio + ácido sulfuroso \rightarrow Sulfito ácido de potasio + ácido sulfúrico + yodo molecular + agua.

Estequiometría

Es un capítulo de estudio de las ciencias químicas que trata sobre la resolución de problemas que se derivan de las Leyes Ponderales y volumétricas (peso y volumen).

La **palabra estequiometría** es una derivación del griego *stoicheion* (“elemento”) y *metron* (“medida”).

La ley de conservación de la masa es uno de los principios que guía esta explicación.

Conceptos básicos

Mol o peso molecular (PM) de una sustancia es la suma de los pesos atómicos que forman la molécula y se expresa en unidades de masa atómica.

Por ejemplo, el peso molecular del agua, H₂O, es 18.0 uma.



$$\text{H}_2 = 1 \text{ g} \times 2 = 2 \text{ g}$$

$$\text{S} = 32 \text{ g}$$

$$\text{O}_4 = 16 \text{ g} \times 4 = 64 \text{ g}$$

$$\text{MOL} = 98 \text{ g/mol}$$

Número de Avogadro

La **constante de Avogadro** o “número de Avogadro” es el número de partículas constituyentes (usualmente átomos o moléculas) que se encuentran en la cantidad de sustancia de un mol.⁷

⁷ <https://bit.ly/37gpxgT>

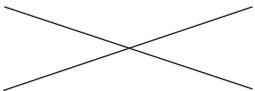
Análisis elemental y determinación de la fórmula mínima y molecular

EJERCICIOS DE APLICACIÓN

1. El nitrato de amonio (NH_4NO_3) se prepara a partir del HNO_3 y se emplea como fertilizante nitrogenado. A partir de estos datos determinar los porcentajes de masa de los elementos que forman el NH_4NO_3 .

$$\text{NH}_4\text{NO}_3 \text{ MOL} = 80 \text{ g/mol}$$

Nitrógeno

$$80 \text{ g} \quad \rightarrow \quad 100 \%$$


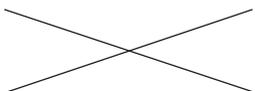
14 g (**Peso nitrógeno**) X = 17.5 % pero son 2 átomos de nitrógeno en la molécula = **35 %**

Hidrógeno

$$80 \quad \rightarrow \quad 100 \%$$


4 g X = 5 % (**Hidrógeno**)

Oxígeno

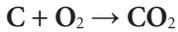
$$80 \quad \rightarrow \quad 100 \%$$


48 g X = **60 % (Oxígeno)**

2. Una muestra de 3.87 mg de ácido ascórbico (vitamina C) por combustión genera 5.80 mg de CO_2 y 1.58 mg de H_2O .

¿Cuál es la composición porcentual de este compuesto?

Carbono

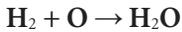


12 g 32 g 44 g

0,012 m gC \rightarrow 0,044 m g CO_2

~~X = 1,5818 mg C \rightarrow 5,80 mg CO_2~~

Hidrógeno



2 g 16 g 18 g

0,02 mg H_2 \rightarrow 0,018 mg H_2O

~~X = 1,7555 mg H_2 \rightarrow 1,58 mg H_2O~~

~~3.87 mg corresponden al 100 %~~

~~1,5818 mg C \rightarrow X = 40,8733 % de CARBONO~~

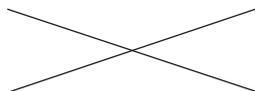
~~3.87 mg corresponden al 100 %~~

~~1,7555 mg H_2 \rightarrow X = 45,3617 % de HIDRÓGENO~~

45,3617 - 40,8733 = 4,4884 % de OXÍGENO

3. Una muestra de un compuesto que pesa 83.5 g contiene 33.4 g de azufre. El resto es de oxígeno, ¿Cuál es la fórmula mínima?

$$83.5 \quad \rightarrow \quad 100 \%$$



$$33.4 \quad \quad \quad X = 40 \% \text{ (S)}$$

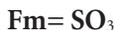
El 60 % corresponde al (O₂)

$$S = 40 / 32 = 1.25$$

$$O = 60 / 16 = 3.75$$

$$S = 1.25 / 1.25 = 1$$

$$O = 3.75 / 1.25 = 3$$



4. El ácido benzoico (C₇H₆O₂) es un polvo blanco, cristalino, que se emplea como preservante de alimentos.

El compuesto contiene 68.8 % de C, 5.0 % de H y 26.2 % de O₂
¿Cuál es la fórmula mínima?

$$C = 68.8 / 12 \text{ g} = \mathbf{5.7333 \text{ g}}$$

$$H = 5.0 / 1 \text{ g} = \mathbf{5 \text{ g}}$$

$$O = 26.2 / 16 \text{ g} = \mathbf{1.6375 \text{ g}}$$

$$C = 5.7333 \text{ g} / 1.6375 \text{ g} = \mathbf{3.501}$$

$$H = 5 \text{ g} / 1.6375 \text{ g} = \mathbf{3.0534}$$

$$O = 1.6375 \text{ g} / 1.6375 \text{ g} = \mathbf{1}$$

Si multiplicamos por 2; la fórmula molecular será C₇H₆O₂ (Ácido benzoico).

Leyes ponderales

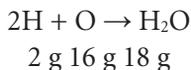
Las leyes que rigen los pesos entre los compuestos reaccionantes y los productos resultantes de una reacción química.

Leyes

1. Ley de Lavoisier o de conservación de la materia
2. Ley de Proust o de las proporciones definidas
3. Ley de Dalton o de las proporciones múltiples
4. Ley de Wenzel y Richter o de las proporciones recíprocas

1. Ley de Lavoisier o de conservación de la materia

La masa o peso de un compuesto es igual a la suma de los pesos de sus componentes:



La masa o peso de una molécula de agua es 18 g que es producto de la suma de los pesos de los átomos de hidrógeno y oxígeno.

2. Ley de Proust o de las proporciones definidas

Esta ley dice: **que en la formación de un compuesto hay proporciones definidas o fijas de sus elementos**, es decir que independientemente de la cantidad que se tome de una sustancia, siempre habrá proporciones fijas de sus elementos.

3. Ley de Dalton o de las proporciones múltiples

La masa o peso de un elemento que se combina con la masa fija de otro, para formar compuestos diferentes, están en relación de números enteros sencillos.

Ejemplo: Los compuestos que forma el nitrógeno con sus valencias (+1+2+3+4+5)

N_2O óxido nitroso	28 g de N	16 g de O
N_2O_2 óxido nítrico	28 g de N	32 g de O
N_2O_3 anhídrido nitroso	28 g de N	48 g de O
N_2O_4 dióxido de nitrógeno	28 g de N	64 g de O
N_2O_5 anhídrido nítrico	28 g de N	80 g de O

4. Ley de Wenzely Richter o de las proporciones recíprocas

La proporción en peso con que se combina un elemento para formar un compuesto, es la misma con la que se combinará para cualquier otro.

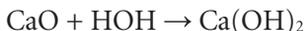
ALGUNOS EJEMPLOS

CO_2	C - O_2	12 - 32
CaO	Ca - O	40 - 16
H_2S	H_2 - S	2 - 32
HCl	H - Cl	1 - 35

Leyes volumétricas o de Gay Lussac

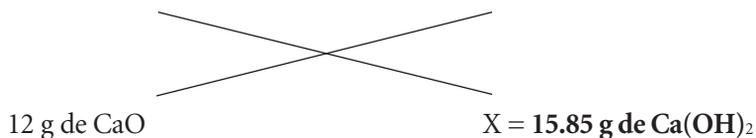
Son las que se encargan de regular los volúmenes de los cuerpos de las sustancias reaccionantes con el volumen de los cuerpos de las sustancias resultante.

2. ¿Cuántos gramos de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ se obtendrán al hacer reaccionar 12 g de CaO ?

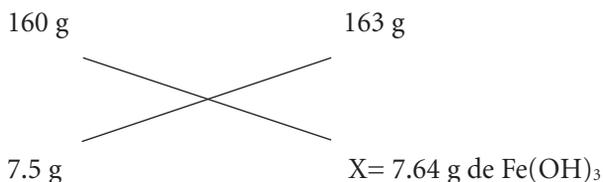


Moles o pesos moleculares de los compuestos \rightarrow 56 g 18 g 74 g

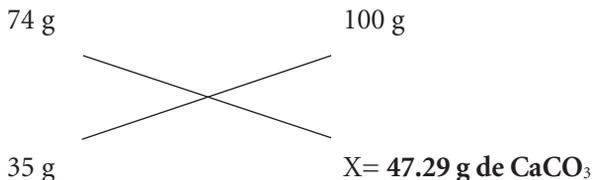
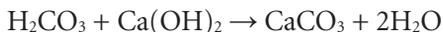
56 g de CaO reaccionan con el H_2O para producir 74 g de $\text{Ca}(\text{OH})_2$



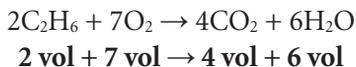
3. ¿Cuántos gramos de hidróxido férrico $\text{Fe}(\text{OH})_3$ se obtendrán cuando reaccionan 7.5 g de óxido férrico Fe_2O_3 con agua?



4. El carbonato de calcio CaCO_3 se produce por la reacción del ácido carbónico H_2CO_3 con el hidróxido de calcio $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Determinar los gramos de carbonato de calcio que se producen cuando reaccionan 35 g de hidróxido de calcio.



5. Los productos de la combustión del etano C_2H_6 son el CO_2 y el H_2O . Cuando se combustiona 5.7 litros de C_2H_6 ; cuantos litros de CO_2 y el H_2O se producen?



$$22.4 \text{ L} \times 4 = 89.6 \text{ L de } CO_2$$



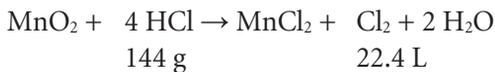
$$5.7 \text{ L } C_2H_6 \quad \quad \quad X = 11.4 \text{ L de } CO_2$$

$$22.4 \text{ L} \times 6 = 134.6 \text{ L de } H_2O$$



$$5.7 \text{ L } C_2H_6 \quad \quad \quad X = 17.1 \text{ L de } H_2O$$

6. ¿Cuántos litros de cloro se obtienen en condiciones normales, si reacciona dióxido de manganeso con 25 g de ácido clorhídrico?



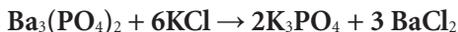
144 g de HCl producen 22.4 L de Cl_2

$$25 \text{ g de HCl} \quad \quad \quad X = 3.88 \text{ litros de } Cl_2$$

7. Encontrar los gramos de cloruro de bario que se forman a partir de la reacción de 7,3 g de cloruro de potasio con fosfato de bario.

Procedimiento

1. Planteamos la reacción
2. Igualamos la reacción
3. Procedemos con el análisis



Pesos

0 = 16 g K= 39 g Cl= 35 g P= 31 g Ba= 137 g

6KCl = 444 g/mol

3BaCl₂ = 621 g/mol

444 g de cloruro de potasio reaccionan con fosfato de bario para formar 621 g. de cloruro de bario. Cuando reaccionan 7,3 g de cloruro de potasio, ¿cuánto de cloruro de bario se produce?

Por regla de tres:

444 g de KCl _____	621 g de BaCl ₂
7,3 g de KCl	X= 10,21 g de BaCl₂

Problemas estequiométricos propuestos

1. ¿Cuántos gramos de oxígeno se obtendrán al calentar 35 g de clorato de potasio?
2. El amoníaco reacciona con el agua para formar hidróxido de amonio. Si reacciona 15 g de amoníaco, ¿cuánto de hidróxido de amonio se formará?
3. ¿Cuántos gramos de óxido de calcio se obtendrán por calcinación de 75 g de carbonato de calcio?
4. En la producción de ácido sulfúrico, se hace reaccionar trióxido de azufre con agua, si en el procedimiento dado se parte de 125 g

- de trióxido de azufre. ¿Cuántos gramos de agua serán necesarios, para que se produzca la reacción?
5. ¿Cuántos gramos de azufre serán necesarios para producir 15 g de sulfuro ferroso?
 6. ¿Cuántos gramos de cloruro de plata se pueden preparar haciendo reaccionar 20 g de cloruro de calcio con suficiente cantidad de nitrato de plata y con un rendimiento del 100 %?
 7. ¿Cuántos gramos de mercurio y cuantos litros y gramos de oxígeno se obtendrían cuando se descompone por calentamiento 28.5 g de óxido mercúrico?
 8. ¿Qué cantidad de clorato de potasio se deben calentar para la producción de 10 g de O_2 ?
 9. Para la producción de hierro metálico y gas carbónico, reaccionan el óxido férrico con el monóxido de carbono. A partir de estos datos calcular la cantidad de hierro producido cuando reaccionan 500 g de óxido férrico.
 10. Para la producción de hidrógeno reaccionan ácido sulfúrico con zinc en polvo. Determinar los gramos de hidrógeno cuando reacciona 15 g de zinc.
 11. En un proceso para la obtención de hidrógeno por acción del ácido clorhídrico sobre el hierro divalente se produjeron 0.303 g de hidrógeno. Determinar los gramos de hierro que participaron en la reacción.
 12. Al hidróxido de sodio se prepara comercialmente utilizando carbonato de sodio e hidróxido de calcio. Cuántos gramos de sosa cáustica se deben obtener cuando reacciona 750 g de carbonato.
 13. ¿Cuál es la cantidad en gramos de clorato de potasio que se descompone para producir 150 L de gas oxígeno?

14. Para la producción de ácido nítrico, se hace reaccionar 35 g de amoníaco con 125 g de gas oxígeno. Determinar la cantidad de ácido nítrico que se produce.
15. Industrialmente el ácido fosfórico se obtiene mediante la reacción de fosfato de calcio con el ácido sulfúrico. Según este proceso se tratan 654 kg de fosfato de calcio de 95 % de pureza con 678 kg de ácido sulfúrico. ¿Qué cantidad de ácido fosfórico se obtiene?
16. Calcular el volumen de oxígeno necesario para combustionar 85 g de etanol.
17. ¿Cuántos gramos de cloruro de magnesio se formarán haciendo reaccionar 5 g de magnesio con ácido clorhídrico?
18. ¿Cuántos gramos de perclorato de potasio deben calentarse para obtener 8 gramos de gas oxígeno?
19. Para la producción de cloruro de plata reaccionan cloruro de sodio y 10.5 g de nitrato de plata. ¿Cuántos gramos de cloruro de plata tiene la muestra?
20. El clorato de potasio se obtiene mediante la siguiente reacción:



¿Cuántos gramos de hidróxido de potasio se necesita para obtener media libra de clorato de potasio. 1 libra = 454 g?

21. Determinar los litros de coro gaseoso Cl_2 , en condiciones normales, que se obtendrán haciendo reaccionar dióxido de plomo con 20 g de ácido clorhídrico



Calcular el volumen de oxígeno que se obtiene en condiciones normales cuando se descompone 54 g de clorato de potasio.

22. La fermentación de glucosa, $C_6H_{12}O_6$, produce alcohol etílico, C_2H_5OH , y dióxido de carbono a partir de la siguiente reacción:



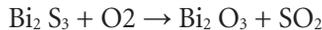
¿Cuántos litros de etanol se pueden producir a partir de 50 g de glucosa?

23. El clorato de potasio $KClO_3$ se obtiene por la reacción del cloro sobre una disolución de hidróxido de potasio KOH según la reacción:



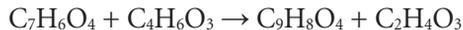
Calcular la cantidad de $KClO_3$ que se obtiene al reaccionar 25 g de KOH

24. En la producción de óxido de bismuto se produce la siguiente reacción:



Calcular la cantidad de gas sulfuroso que se produce al reaccionar medio kilo de sulfuro de bismuto.

25. La aspirina $C_9H_8O_4$, se obtiene a partir de la reacción del ácido salicílico $C_7H_6O_4$ con anhídrido acético $C_4H_6O_3$



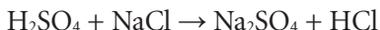
¿Cuántos gramos de cada uno de los reactivos se necesitarán si queremos preparar 95 g de aspirina?

26. Calcular el volumen de CO_2 , en CNPT se formarán a partir de la reacción de 75 g de CO

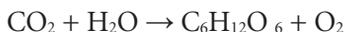
27. ¿Cuántos litros de CO_2 en CNPT se obtendrían en la combustión de 20 kg de gas propano?

28. El ácido sulfúrico reacciona con el cloruro de sodio, para darnos una sal, sulfato de sodio Na_2SO_4 + ácido clorhídrico HCl.

Calcular: Los gramos de cloruro de sodio que se requieren para obtener 5 L de ácido clorhídrico medidos en CNPT.



29. En la fotosíntesis: el CO_2 de la atmósfera se convierte en O_2 según la reacción:



¿Cuántos gramos de oxígeno se obtienen en la fotosíntesis de 45 L de CO_2 ?

30. Se hacen reaccionar 45,75 g de Zn con HCl. Calcular la masa de H_2 desprendida en el proceso
31. El amoníaco se descompone en nitrógeno e hidrógeno, ambos en estado gaseoso.

Igualar la reacción planteada, y calcular la cantidad de hidrógeno que se desprende en la descomposición de 27 g de amoníaco.

32. Necesitamos obtener 5 litros de hidrógeno en CNPT

33. Se hace reaccionar hierro metálico con agua y se produce el llamado óxido férrico e hidrógeno molecular que se desprende. Calcular la masa de hierro necesaria para producir 15 L de óxido férrico en CNPT.

34. El alcohol etílico se quema de acuerdo con la siguiente ecuación:
 $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 3\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$

¿Cuántas moles de CO_2 se producen cuando se queman 7 moles de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$?

35. Calcular la fórmula empírica para un compuesto que contiene 6.64 g de K, 8.84 g de Cr y 9.52 g de O₂
36. El de una mezcla de gases nos da los siguientes resultados: hidrógeno = 3,88 % y arsénico = 96,12 %. ¿Cuál es la fórmula empírica de este compuesto?
37. El mentol es un alcohol secundario saturado, que se encuentra en los aceites de menta; se emplea en medicina y en algunos cigarrillos porque posee un efecto refrescante sobre las mucosas. Una muestra de 100,5 mg se quema produciendo 282,9 mg de CO₂ y 115,9 mg de H₂O; en un experimento distinto se ha determinado el peso molecular del mentol resultando ser de 156 g ¿Cuál es la fórmula molecular del mentol?
38. A partir de 10 kg de limones se extrajeron 240 g de limoneno. En la combustión de 2,56 g de limoneno, con la cantidad necesaria de oxígeno, se obtuvieron 8,282 g de CO₂ y 2,711 g de H₂O a) Halla la fórmula empírica del limoneno. b) El peso molecular del limoneno es de 150 g/mol. Determina su fórmula molecular.

Soluciones



Podríamos definir a una solución, como una dispersión iónica o molecular de un soluto en el seno de un solvente, los componentes de una solución son el **soluto** y el **solvente**.

A las mezclas homogéneas se denominan soluciones. Cuando una solución está formada por un sólido y un líquido, el líquido es el solvente y el sólido es el soluto. Cuando una solución está formada por dos líquidos, el que se encuentra en mayor proporción es el solvente, *solamente cuando los volúmenes son iguales se pierde los términos soluto y solvente.*

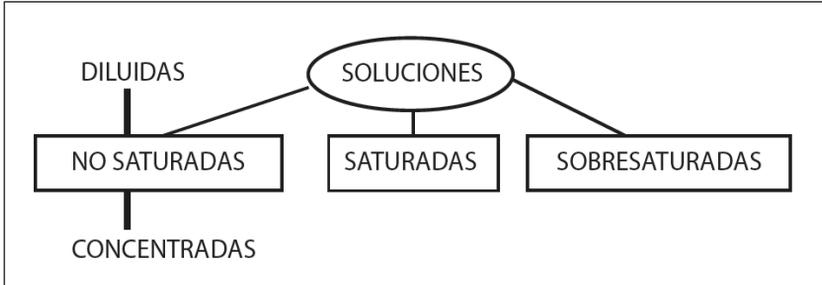
Cambios de energía y formación de soluciones

El cloruro de sodio [NaCl] se disuelve en agua porque la molécula [H]⁺ [OH]⁻ tiene suficiente atracción por los iones sodio [Na]⁺ y cloro [Cl]⁻.

Para formar una disolución acuosa de NaCl las moléculas de agua deben separarse unas de otras y dejar espacios que serán ocupados por los iones [Na]⁺ y cloro [Cl]⁻ (Brown & Bursten, 2014).



Clases de soluciones



Soluciones no saturadas

Son aquellas que no han llegado a la saturación, se dividen en diluidas y concentradas.

Soluciones saturadas

Se trata de soluciones en las cuales el solvente ya no puede disolver más soluto, y debido a esto se deposita el soluto en el fondo del recipiente.

Diluidas

Son aquellas que tienen poca cantidad de soluto.

Concentradas

Son aquellas que poseen gran cantidad de soluto, y se encuentran próximas a la saturación.

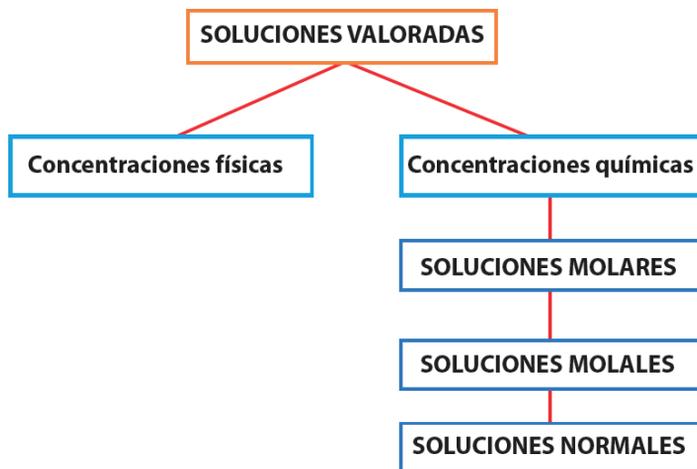
Soluciones sobresaturadas

Se trata de soluciones que han llegado a la saturación, pueden admitir más soluto, pero mediante el uso de movimientos mecánicos, como la agitación, y algunas veces mediante la acción de la temperatura.

Coefficiente de solubilidad. es la cantidad en peso de soluto que se necesita para saturar 100 cc de disolvente.

Soluciones valoradas

Son aquellas soluciones que *conocemos la concentración (cantidad de soluto) que se encuentra en un determinado volumen de disolvente, que ordinariamente es 1000 cc o (1 litro).*



**Las soluciones valoradas se expresan por intermedio de las concentraciones físicas y químicas*

Concentraciones físicas

La concentración en una solución, es la cantidad de soluto y solvente que se conoce y esta relación se expresa cuantitativamente. *La concentración de una solución nos indica la cantidad de SOLUTO presente en una cantidad de SOLUCIÓN. El soluto estará presente en una determinada proporción con respecto al solvente*

Para preparar una solución con base en su concentración física se puede utilizar la siguiente relación:

$$\% \text{ masa} = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{gramos de disolución}} \cdot 100$$

EJEMPLOS

1. Si disolvemos 37 g de cloruro de sodio NaCl en 325 g de agua, ¿cuál es el porcentaje de masa de la disolución?

Los gramos de disolución se forman a partir de la suma de los gramos de soluto más los gramos de solvente.

Aplicando la fórmula:

$$\% \text{ masa} = 37 / 362 \cdot 100 = \mathbf{10.22 \%}$$

2. Se disuelve 30 g de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ en 500 cc de agua. Calcular la concentración de la disolución en % en masa.

$$\% \text{ masa} = 30 / 530 \cdot 100 = \mathbf{5,66 \%}$$

Concentraciones químicas

Están representadas por las soluciones MOLARES, MOLALES Y NORMALES.

Soluciones molares (M)

Una solución molar, es la que contiene un mol o molécula gramo disuelta en 1 litro de solución 1 molar.

EJEMPLO

Un litro de una solución 1 molar de NaOH

Na = 23 g

O = 16 g

H = 1 g

Total 40 g/mol (Mol)

** Los 40 g/mol disueltos en 1 litro nos representa a una solución 1 molar de hidróxido de sodio.*

** Para resolver este tipo de problemas podemos hacerlo mediante la fórmula, o también por regla de tres.*

$$M = \frac{\text{gs.} \times 1 \text{ L}}{V \times \text{Mol}}$$

$\left\{ \begin{array}{l} M = \text{Molaridad} \\ \text{gs} = \text{gramos de soluto} \\ 1 \text{ litro} = \text{Ctte.} \\ V = \text{volumen en litros (L) o centímetros cúbicos (cc)} \\ \text{Mol} = \text{peso molecular de la sustancia expresada en g/mol} \end{array} \right.$

EJEMPLO

Hallar la molaridad de una solución que contiene 25 g de Ca(OH)_2 disueltos en 250 cc de solución.

$$M = X$$

$$\text{gs.} = 25 \text{ g}$$

$$1 \text{ litro} = 1000 \text{ cc}$$

$$V = 250 \text{ cc}$$

$$\text{Mol} = 74 \text{ g/mol}$$

Resolución por la fórmula

$$M = \frac{\text{gs} \times 1000 \text{ cc}}{V \times \text{Mol}}$$

$$M = \frac{25 \text{ g} \times 1000 \text{ cc}}{250 \text{ cc} \times 74 \text{ g/mol}}$$

$$R = 1.35M$$

Resolución por regla de tres

Los 74 g/mol de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ en 1000 cc. Nos representa una solución 1 M

Los 25 g en 250 cc X =

$$X = \frac{25 \text{ g} \times X \times 1000 \text{ cc} \times 1 \text{ M}}{74 \text{ g} \times X \times 250 \text{ cc}}$$

$$R = 1.35 \text{ M}$$

Problema

Cuántos gramos de HNO_3 se necesitan para preparar 2 litros de una solución 1 Molar

HNO_3

H = 1 g

N = 14 g

O3 = 16 x 3 = 48 g

Mol = 63 g/mol

Mol = 63 g/mol

M = 2 M

gs = X

1 litro = ctte

V = 2 L

Resolución por la fórmula

$$M = \frac{\text{gs} \times X \times 1000 \text{ cc}}{V \times X \times \text{Mol}}$$

$$\text{gs} = \frac{M \times V \times X \times \text{Mol}}{1 \text{ litro}}$$

$$gs = \frac{2 \text{ M} \times 2 \text{ L} \times 63\text{g/mol}}{1 \text{ litro}}$$

$$gs = 252 \text{ g HNO}_3$$

Resolución por regla de tres

63g/mol HNO ₃	en 1000 cc	1 M
X =	2000 cc	2 M

$$X = \frac{63\text{g/mol} \times 2000 \text{ cc} \times 2 \text{ M}}{1000 \text{ cc} \times 1 \text{ M}}$$

$$X = 252 \text{ g HNO}_3$$

Soluciones molales (m)

Es la que contiene el peso molecular o (mol) de una sustancia disuelta en 1000 g de disolvente 1 molal

Fórmula general:

$$m = \frac{gs \times 1000 \text{ gd}}{gd \times \text{Mol}}$$

{ m = molalidad
 gs. = gramos de soluto
 1000 gd = ctte
 gd = gramos de solvente
 Mol = peso molecular del soluto en g/molal.

Problema

¿Cuál será la molalidad de una solución que contiene 120 g de cloruro de sodio (NaCl) disueltos en 1500 g de solvente?

NaCl

Na = 23 g

Cl = 35 g

Mol = 58 g/mol

m = X

gs. = 120 g

gd. = 1500 g

Mol = 58 g/molal

1000 gd Ctte.

$$X = \frac{120\text{g.} \times 1000\text{gd} \times 1\text{m}}{58\text{g} \times 1500\text{gd}}$$

$$R = 1.37\text{m.}$$

Resolución por regla de tres

Los 58 g de soluto corresponden a 1000 gd y nos representa una solución 1m
 Los 120 g en 1500 gd X =

$$m = \frac{40\text{g.} \times 1000\text{gd.}}{1200\text{g.} \times 180\text{g.}}$$

$$R = 1.37\text{m.}$$

Problema

Determinar la molalidad de una solución que contiene 40 g de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) en 1200 g de agua destilada



$$C = 12 \times 6 = 72 \text{ g}$$

$$H = 12 \text{ g}$$

$$O = 16 \times 6 = 96 \text{ g}$$

$$\text{Mol} = 180 \text{ g}$$

Resolución por la fórmula

$$m = \frac{\text{gs} \times 1000 \text{ gd}}{\text{gd} \times \text{Mol}}$$

$$m = X$$

$$\text{gs} = 40 \text{ g}$$

$$\text{gd} = 1200 \text{ g}$$

$$\text{Mol} = 180 \text{ g}$$

$$X = \frac{40 \text{ g} \times 1000 \text{ gd} \times 1 \text{ m}}{180 \text{ g} \times 1200 \text{ g}}$$

$$m = 0.185 \text{ m}$$

Resolución por regla de tres

180 g de soluto en 1000 gd nos representa una solución 1m	
40 g de soluto en 1200 gd	X

$$X = \frac{40\text{g} \times 1000\text{gd} \times 1\text{m}}{180\text{g} \times 1200\text{g}}$$

$$X = 0.185\text{m}$$

Para la preparación de soluciones normales es necesario determinar o conocer el equivalente químico.

Equivalente químico

Un equivalente químico (EQ), peso equivalente o equivalente gramo, es la cantidad de una sustancia que reacciona para producir un mol de producto.

La determinación del equivalente químico utilizamos para preparar soluciones normales, en esta parte estudiaremos cómo determinar el equivalente químico.

1. Equivalente químico de un elemento.
2. Equivalente químico de un ácido.
3. Equivalente químico de una base.
4. Equivalente químico de una sal.
5. Equivalente químico de una gente oxidante.
6. Equivalente químico de un agente reductor.

1. Equivalente químico de un elemento

Resulta de dividir el peso atómico de un elemento para su valencia.

$$\text{Eq de un elemento} = \frac{\text{Peso atómico}}{\text{Valencia}}$$

EJEMPLOS

$$\text{Eq del Ca} = \frac{40 \text{ g}}{2} = 20 \text{ g}$$

$$\text{Eq del Pt} = \frac{195}{4} = 48.75 \text{ g}$$

Cuando se trata de elementos con valencia variable, se especifica la valencia del elemento.

2. *Equivalente químico de un ácido*

Resulta de dividir el peso molecular del ácido para el número de hidrógenos que forman parte de esta sustancia.

$$\text{Eq.} = \frac{\text{Peso molecular}}{\text{Número de hidrógenos}}$$

EJEMPLOS

Determinar el equivalente químico del ácido sulfúrico (H₂SO₄)

$$\text{H} = 1 \times 2 = 2 \text{ g}$$

$$\text{S} = 32 \text{ g}$$

$$\text{O} = 16 \times 4 = 64 \text{ g}$$

$$\text{Mol} = 98 \text{ g/mol}$$

El ácido sulfúrico dispone de 2 hidrógenos.

Entonces:

$$\text{Eq} = \frac{98 \text{ g}}{2} = 49 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

Determinar el equivalente químico del H₃PO₄ (ácido fosfórico)

$$H = 1 \times 3 = 3 \text{ g}$$

$$P = 31 \times 1 = 31 \text{ g}$$

$$O = 16 \times 4 = 64 \text{ g}$$

$$\text{Mol} = 98 \text{ g/mol}$$

$$Eq = 98 \text{ g} = 32.66 \text{ g de H}_3\text{PO}_4$$

3

Determinar el equivalente químico del HNO₂ (ácido nitroso)

$$H = 1 \text{ g}$$

$$N = 14 \text{ g}$$

$$O = 16 \times 2 = 32 \text{ g}$$

$$\text{Mol} = 47 \text{ g/mol}$$

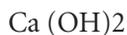
$$Eq = 47 = 47 \text{ g de HNO}_2$$

1

3. *Equivalente químico de una base o hidróxido*

Resulta de dividir el peso molecular de la base o hidróxido para el número de (OH) hidroxilos u oxhidrilos que forman parte de esta sustancia (base).

EJEMPLOS



$$\text{Ca} = 40 \text{ g}$$

$$O = 16 \times 2 = 32 \text{ g}$$

$$H = 1 \times 2 = 2 \text{ g}$$

$$\text{Mol} = 74 \text{ g/mol}$$

$$Eq. = 74 / 2 = 37 \text{ g de Ca(OH)}_2$$

Fe (OH)3

$$\text{Fe} = 56 \text{ g}$$

$$\text{O} = 16 \times 3 = 48 \text{ g}$$

$$\text{H} = 3 \text{ g}$$

$$\text{Mol} = 107 \text{ g/mol}$$

$$\text{Eq} = 107 \text{ g} / 3 = 35.66 \text{ g de Fe (OH)}_3$$

NaOH

$$\text{Na} = 23 \text{ g}$$

$$\text{O} = 16 \text{ g}$$

$$\text{H} = 1 \text{ g}$$

$$\text{Mol} = 40 \text{ g/mol}$$

$$\text{Eq.} = 40 \text{ g} / 1 = 40 \text{ g de NaOH}$$

4. *Equivalente químico de una oxisal neutra*

El equivalente químico de una oxisal neutra resulta de dividir, el peso molecular de la sal, para el producto de las valencias del radical halogénico (ión negativo) y el metal (ión positivo).

$$\text{Eq.} = \frac{\text{Peso molecular de la sal}}{\text{Producto de la valencia del metal x valencia del radical}}$$

EJEMPLOS

Determinar el equivalente químico del nitrato de zinc **Zn(NO₃)₂**

$$\text{Zn} = 65 \text{ g}$$

$$\text{N} = 14 \text{ g} \times 2 = 28 \text{ g}$$

$$\text{O} = 16 \text{ g} \times 6 = 96 \text{ g}$$

$$\text{PM} = 189 \text{ g}$$

La valencia del zinc (+2) y la del radical NO₃ (-1)
 $x 1 = 2$

$$\text{Eq.} = 189 \text{ g} / 2 = 94.5 \text{ g}$$

Determinar el equivalente químico del fosfato de calcio **Ca₃(PO₄)₂**

$$\text{Ca} = 40 \text{ g} \times 3 = 120 \text{ g}$$

$$\text{P} = 31 \text{ g} \times 2 = 62 \text{ g}$$

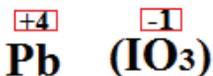
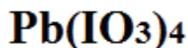
$$\text{O} = 16 \text{ g} \times 8 = 128 \text{ g}$$

$$\text{PM} = 310 \text{ g}$$

$$\text{Eq} = 310 \text{ g} / 6 = 51.66 \text{ g de Ca}_3(\text{PO}_4)_2$$

Determinar el equivalente químico del yodato plúmbico.

Yodato plúmbico



$$\text{Mol} = 382 \text{ g/mol}$$

$$\text{EQ} = \frac{382 \text{ g.}}{4} = 95.5 \text{ g.}$$

Cuando en una oxisal neutra, tanto el radical halogénico como el metal tienen la misma valencia, para obtener el equivalente químico, se divide el peso molecular de la sal para la valencia, ya sea del metal o del radical

5. *Equivalente químico de un agente oxidante*

Para determinar el equivalente químico de un agente oxidante, se divide el peso molecular del compuesto, para el coeficiente de reducción.

EJEMPLOS

Determinar el equivalente químico del permanganato de potasio KMnO_4 cuando el manganeso se reduce de +7 a +2

$$K = 39$$

$$\text{Mn} = 55$$

$$O = 16 \times 4 = 64$$

$$\text{PM} = 158 \text{ g}$$

$$\text{Eq} = 158 \text{ g} / 5 = 31.6 \text{ g}$$

Determinar el equivalente químico del ácido nítrico HNO_3 cuando el nitrógeno se reduce de +5 a +1

$$H = 1$$

$$N = 14$$

$$O = 16 \times 3 = 48$$

$$\text{PM} = 63 \text{ g}$$

$$\text{Eq} = 63 \text{ g} / 4 = 15.75 \text{ g}$$

6. *Equivalente químico de un agente reductor*

Agente reductor (Compuesto que se oxida).

El equivalente químico de un agente reductor, se obtiene dividiendo el peso molecular del compuesto, para el respectivo coeficiente de oxidación.

EJEMPLOS

Determinar el equivalente químico del carbonato férrico, $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$ cuando el hierro pasa de +2 a +3

$$\text{Fe} = 56 \times 2 = 112$$

$$\text{C} = 12 \times 3 = 36$$

$$\text{O} = 16 \times 9 = 144$$

$$\text{PM} = 292 \text{ g}$$

$$\text{Eq.} = 292 \text{ g} / 1 = 292 \text{ g}$$

Determinar el equivalente químico del nitrato de calcio $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ cuando el nitrógeno pasa de +3 a +5

$$\text{Ca} = 40$$

$$\text{N} = 14 \times 2 = 28$$

$$\text{O} = 16 \times 6 = 96$$

$$\text{PM} = 164 \text{ g}$$

$$\text{Eq.} = 164 / 2 = 82 \text{ g}$$

Soluciones normales (N)

Se define como una disolución que contiene el equivalente químico de cualquier sustancia en 1 litro de disolución 1 normal.

Fórmula

$$N = \frac{\text{gs} \times 1 \text{ litro}}{V \times \text{eq}}$$

N = Normalidad

gs. Gramos de soluto

1 litro = ctte

V = en litros o cc

Eq = equivalente químico en g/eq.

Formas de expresar la concentración

Una concentración se puede expresar cualitativa o cuantitativamente, de esta forma se emplean los términos **diluida y concentrada**.

Ppm y ppb

Para expresar la concentración, en este caso nos referimos al *porcentaje de masa* de una sustancia, que forma parte de una disolución.

Entonces:

$$\% \text{ en masa del componente} = \frac{\text{masa del componente en solución}}{\text{Masa total de la solución}} \times 100$$

Entonces: Una solución de H₂SO₄ que contiene 98 % de H₂SO₄ en masa contiene 98 g de H₂SO₄ por cada 100 g de solución.

Cuando la concentración es muy diluida se expresa en **ppm. o ppb**.

Partes por millón y partes por billón.

$$\text{ppm del componente} = \frac{\text{Masa del componente en disolución}}{\text{Masa total de la solución}} \times 10^{-6}$$

Una solución cuya concentración de soluto es 1ppm. Contiene 1 gramo de soluto por cada millón (10⁻⁶) gramos de disolución, o lo que es equivalente 1 mg de soluto por kilogramo de solución. Dado que

en el agua la densidad es 1 g / ml 1 kg de una solución acuosa tiene un volumen aproximado de 1 litro se puede deducir también que 1 ppm. Corresponde a un 1 mg de soluto por litro de solución. Cuando se tratan disoluciones más diluidas se usa las expresiones (ppb) partes por billón.

1 ppb. Representa 1 g de soluto por billón (10^{-9}) gramos de solución ó 1 microgramo (μg) de soluto por litro de disolución. Por ejemplo, según la EPA el límite permisible de arsénico en agua potable es de 10ppb.

EJERCICIO

Se prepara una solución con 12.5 g de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) en 0.100 kg de agua: Calcule el porcentaje en masa de soluto en esta solución.

$$0.100 \text{ kg} = 100 \text{ g}$$

$$\% \text{ en masa del componente} = \frac{\text{masa del componente en solución}}{\text{Masa total de la solución}} \times 100$$

$$\% \text{ en masa del componente} = \frac{\text{masa de la glucosa}}{\text{Masa total de la solución}} \times 100$$

$$\% \text{ en masa del componente} = \frac{13.5 \text{ g.}}{13.5 \text{ g.} + 100 \text{ g.}} \times 100 = \mathbf{11.9\%}$$

El porcentaje en masa de agua en esta solución es ($100 - 11.9 \% = 88.1 \%$)

EJERCICIO

Se determinó que una muestra de 2.5 g de agua contiene 5.4 microgramos de zinc. Calcule la concentración de zinc en ppm.

$$1 \mu\text{g} = 1 \times 10^{-6} \text{ g}$$

$$5.4 \mu\text{g} = 5.4 \times 10^{-6} \text{ g}$$

$$\text{ppm de componente} = \frac{\text{masa del componente en disolución}}{\text{Masa total de la solución}} \times 10^{-6}$$

$$\text{ppm del componente} = \frac{5.4 \times 10^{-6} \text{ g}}{2.5 \text{ g}} \times 10^{-6} = 2.2 \text{ ppm.}$$

Ácidos y bases

Propiedades químicas de los ácidos

Los ácidos se conocieron desde hace mucho tiempo atrás, como sustancias de sabor agrio, el significado de la palabra **ácido** deriva del latín *acidus* que significa **agrio**.

Ácido. Es una sustancia que al disociarse o disolverse en el agua produce iones $[H]^+$. Los ácidos se clasifican en **fuertes** y **débiles** de acuerdo con el grado de disociación, generalmente los ácidos fuertes son los inorgánicos, por ejemplo: (HCl; H_2SO_4 ; HNO_3). Los débiles son los orgánicos, por ejemplo: ($C_2H_2O_2$; CH_2O_2) es importante mencionar que las soluciones ácidas son conductoras de la electricidad y que en contacto con algunos metales desprenden H_2 .



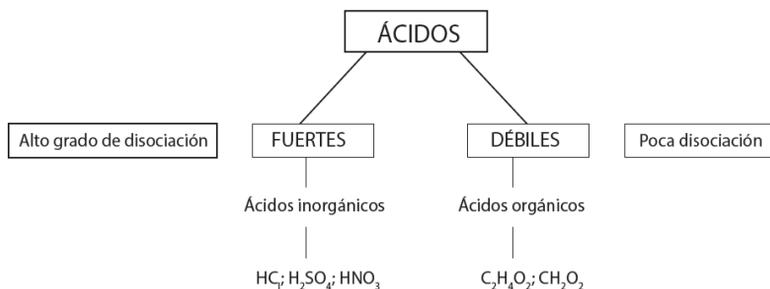
Ácidos y bases

Se refiere a especies que se disocian para formar iones en solución, los ácidos y bases *débiles* se ionizan parcialmente y la reacción de ionización es reversible.

K_a = Constante de disociación ácida

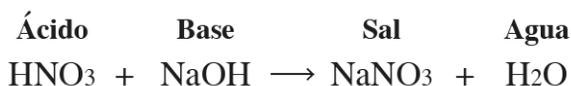
K_b = Constante de disociación básica

Los ácidos se clasifican de acuerdo con el grado de disociación en fuertes y débiles, los fuertes son los inorgánicos y los débiles los orgánicos.



Propiedades químicas de las bases

Las bases denominadas también **ÁLCALIS** fueron caracterizadas en un principio por oposición a los ácidos, sus reacciones con ácidos dan como resultado procesos de **neutralización**, las bases tienen un sabor amargo característico, al igual que los ácidos en disolución acuosa conducen la electricidad, el papel tornasol colorean de color azul, y a una solución de fenolftaleína (incolora) a color violeta intenso, reaccionan con los ácidos para formar una sal más agua.



Los conceptos de ácido y base según arrhenius

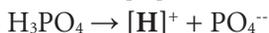
Arrhenius (1883) consideró a la ionización del agua como base para el comportamiento ácido base. La constante de equilibrio para la reacción está dada en términos del producto iónico del agua. Definió a los ácidos como compuestos que contienen hidrógeno $[\text{H}^+]$



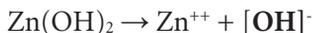
La constante de equilibrio para la reacción está dada en términos del producto iónico del agua **K_w** de acuerdo con:



Disociación de los ácidos



Disociación de las bases

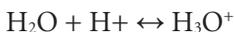


De acuerdo con lo expuesto la disociación de los ácidos en sus iones llevó a Arrhenius a emitir el siguiente criterio:

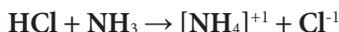
El carácter ácido está relacionado directamente con la capacidad de una sustancia para dar en disolución acuosa iones $[H]^+$

En la actualidad los conceptos de Arrhenius a cerca de los ácidos y las bases tienen cierta discrepancia, ya que, por ejemplo:

El ion H^+ en disolución acuosa no puede permanecer aislado, dado el carácter bipolar de la molécula de agua ($H - O - H$) el ion $[H]^+$ se unirá por lo menos a una de ellas formando el **ion hidronio** (H_3O^+).

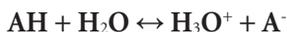


Las bases, según Arrhenius, son sustancias que están en capacidad de ceder iones $[\text{OH}]^-$ en una solución, pero existen sustancias como el amoníaco (NH_3) que se comporta como una base, sin disponer de $[\text{OH}]^-$ así reacciona con el ácido clorhídrico (HCl) de forma similar a los hidróxidos.



Definiciones de Bronsted y Lowry

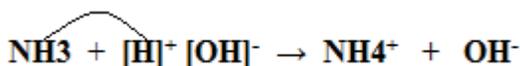
La disociación de un ácido en medio acuoso conlleva la cesión de un H^+ a una molécula de agua según la reacción:



La definición de Bronsted (1879-1947). “**Ácido es toda sustancia capaz de ceder uno o más protones a otra molécula**”.

Bronsted buscaba una definición que se pudiera relacionar con el concepto de base, considerando que las propiedades químicas de los dos tipos de sustancias son opuestas. Con base en lo expuesto:

“Base es una sustancia capaz de aceptar uno o más protones de otra molécula”



El NH_3 actúa como base captando un protón.

Solución ácida. Cuando existe mayor concentración de iones $[\text{H}]^+$ que $[\text{OH}]^-$ ($> [\text{H}]^+$ que $[\text{OH}]^-$)

Solución básica. Cuando existe una mayor concentración de $[\text{OH}]^-$ que $[\text{H}]^+$ ($> [\text{OH}]^-$ que $[\text{H}]^+$)

Solución neutra. Cuando hay un equilibrio entre los iones $[\text{OH}]^-$ e $[\text{H}]^+$ ($[\text{OH}]^- = [\text{H}]^+$)

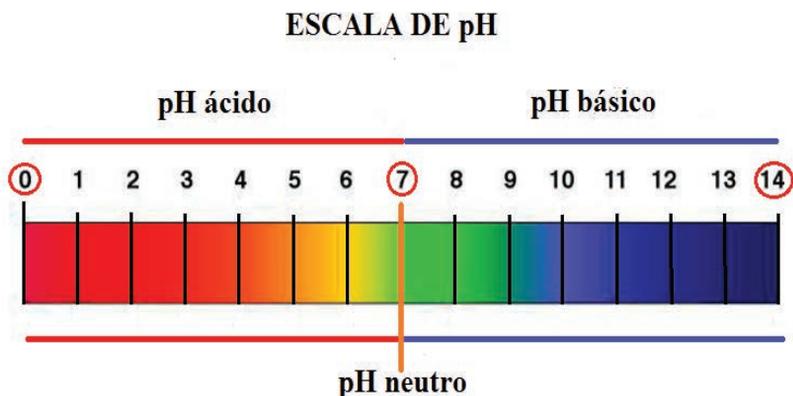


Definición de Lewis

G.N. Lewis (1923) definió a la base como un donador de un par electrónico y al ácido como el aceptor del par electrónico. La neutralización incluye la formación de un nuevo enlace covalente coordinado entre los átomos del donador y del aceptor del par electrónico. La definición de Lewis incluye también como reacciones ácido-base la formación de compuestos de coordinación.

Escala de pH

La **escala de pH** es un parámetro para medir el grado de acidez o alcalinidad de una sustancia. La **escala** tiene valores que van del cero (el valor más ácido) al 14 (el más básico).



Equilibrio ácido-base débiles

Reacciones de ionización de ácidos y bases débiles y sus constantes de equilibrio, K_a y K_b , correspondientes. Relación de K_a y K_b con el pH y cálculos de porcentaje de disociación.

Desde el punto de vista fisiológico, un ácido es una sustancia que cede H^+ : HBr ; HNO_3 .

Una base es receptor de H^+ o liberador de OH^- en una solución: $-HCO_3$

Ácidos y bases pueden ser:

Fuerte: se disocia completamente en solución

Débil: se disocia solo parcialmente

La acidez de una solución está determinada por su concentración en iones H^+ y se expresa en unidades de pH

Problemas propuestos

- Determinar el número de gramos de soluto necesarios para preparar las siguientes soluciones:
 - Un litro de una solución de sulfato de sodio 0.1 M
 - 500 gramos de una solución de hidróxido de sodio 1.0 m
 - 250 cc de una solución de sacarosa 0.025 M $C_{12}H_{22}O_{11}$
 - 1.5 litros de una solución de ácido acético 1.0 N.
- Determinar la molaridad de una solución que contiene 15 g de cloruro de bario disueltos en 500 cc de solución.
- La glucosa es una sustancia sólida, soluble en agua, si en un envase aparece 75 g/l. Responder las siguientes preguntas: a) ¿Cuál es el disolvente y cuál el soluto en la disolución? b) Ponemos en un plato 50 cm^3 . Si dejamos que se evapore el agua, ¿Qué cantidad

de glucosa quedará en el plato? c) Un enfermo necesita tomar 40 g de glucosa cada hora ¿Qué volumen de suero de la botella anterior se le debe inyectar en una hora?

4. ¿Cuántos gramos de ácido sulfúrico son necesarios para preparar 1500 cc de solución 1 M?
5. ¿Cuántos gramos de ácido clorhídrico serán necesarios para preparar 250 cc de solución 0.5 M?
6. Se dispone de 5 g de ácido nítrico 0.5 M. A partir de estos datos encontrar el volumen que se necesita para preparar la solución
7. Determinar la molalidad de una solución que contiene 40 g de glucosa en 1500 gramos de agua destilada
8. Determinar la masa de soluto de una solución 0.5 molal de sacarosa en 1500 g de disolvente
9. ¿Cuántos gramos de disolvente se necesita para preparar 45 g de carbonato de sodio 0.5 molal?
10. Calcular la normalidad de una solución que contiene 25 g de ácido sulfúrico en 500 cc. Solución.
11. Calcular la normalidad de una solución que contiene 20 g de ácido fosfórico en 800 cc de solución.
12. ¿Cuántos gramos de sulfato cúprico penta hidratado, se necesita para obtener 2.5 litros de solución 1 N?
13. Calcular el volumen de una solución que contiene 45 g de sulfato de calcio 3 N
14. ¿Cuántos gramos de permanganato de potasio se necesita para obtener 1.5 litros de solución 0.5 N?

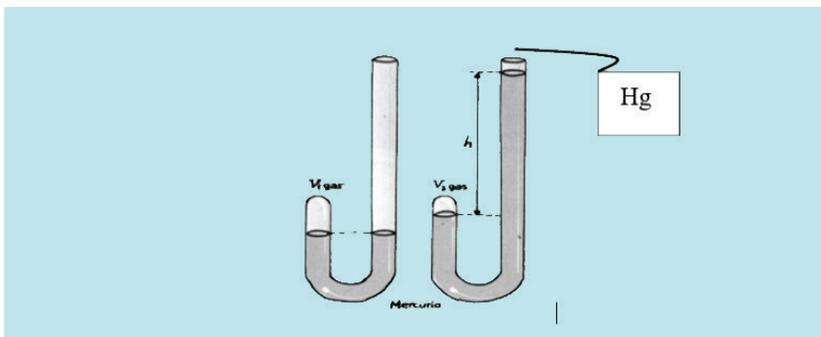
15. ¿Cuántos gramos de dicromato de potasio serán necesarios para preparar 550 cc de una solución 0.4 N?
16. Una muestra de 500 cc de solución contiene 2.5 miligramos de ion bario. A partir de estos datos, calcular la concentración del barrio en partes por millón.
17. Una solución contiene 15 ppm de ion sulfato (SO_4) a partir de estos datos, determinar los miligramos de ión sulfato presentes en 500 cc de solución.
18. Una solución contiene 4 ppm. Cuando se dispone de 2.5 mg de ión magnesio. A partir de estos datos, determinar el volumen de solución que se ha formado.

En el siglo XVII comenzó a investigarse el hecho de que los gases, independientemente de su naturaleza, presentan un comportamiento similar ante los *cambios de presión y temperatura*.

Ley de Boyle

Las propiedades del aire y de la presión atmosférica fueron ampliamente investigadas por el irlandés Robert Boyle (1627-1691). Nació en Limore, Munster, Irlanda, en 1627, y en colaboración con Robert Hooke, concluyeron que, en los gases, el volumen, la presión y la temperatura tienen una relación directa en su comportamiento.

El dispositivo que usó para estudiar la compresibilidad de los gases fue muy sencillo, un tubo de vidrio doblado en forma de una letra jota y cerrado por el extremo más corto.

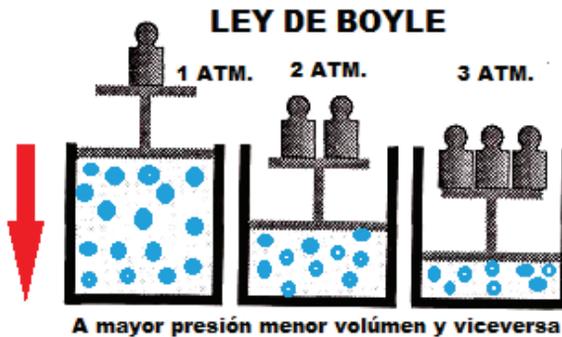


La presión del aire encerrado se igualaba a la atmosférica, a la presión P_1 le corresponde un volumen V_1 . Boyle siguió añadiendo

mercurio hasta que la diferencia de altura entre los dos brazos fue de 76 cm.

En estas condiciones, la presión sobre el brazo pequeño, P2, se había incrementado en 1 atm, es decir se había duplicado hasta 2 atm y el volumen ocupado por el aire encerrado, V2, se había comprimido hasta la mitad con respecto al inicial

A TEMPERATURA CONSTANTE, el volumen que ocupa una masa de gas es inversamente proporcional a la presión que ejerce dicho gas sobre las paredes del recipiente que lo contiene.



Si la presión aumenta el volumen disminuye, si la presión disminuye el volumen aumenta

$$\text{Por lo tanto: } P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

$$\left\{ \begin{array}{l} P_1 = \text{Presión inicial} \\ V_1 = \text{Volumen inicial} \\ P_2 = \text{Presión final} \\ V_2 = \text{Volumen final} \end{array} \right.$$

Ley de Charles

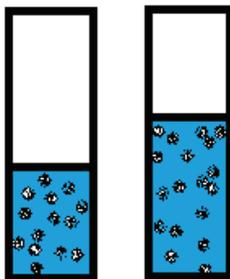
Jacques Alexandre César Charles, químico, físico y aeronauta francés, nació en Beaugency (Loiret) el 2 de noviembre de 1746 y falleció en París el 7 de abril de 1823.

En 1787 estudió la relación entre el volumen y la temperatura de una muestra de gas a presión constante, observó que cuando se incrementaba la temperatura el volumen del gas también incrementaba y que al enfriar el volumen disminuía.

Descubrió la ley según la cual un gas se expande proporcionalmente a su temperatura si se mantiene constante la presión.

Ley de Charles. El volumen del gas es directamente proporcional a su temperatura a presión constante:

LEY DE CHARLES



T1

T2

A mayor temperatura mayor volumen y viceversa

Por lo tanto: $V_1/T_1 = V_2/T_2$.

V_1 = Volumen inicial

T_1 = Temperatura inicial

V_2 = Volumen final

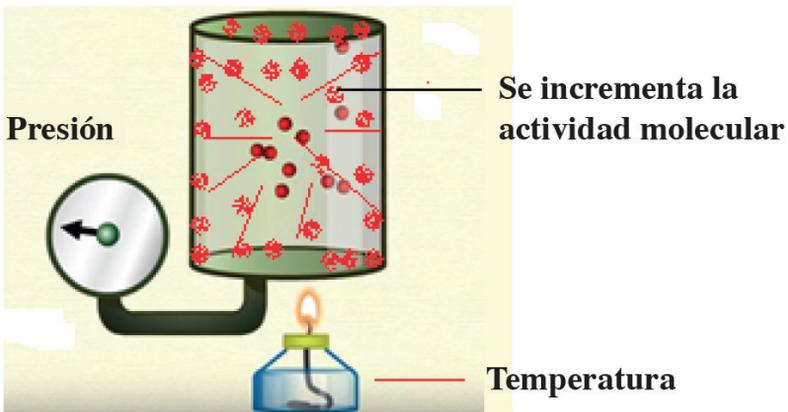
T_2 = Temperatura final

Ley de Gay Lussac

Joseph-Louis Gay-Lussac (Saint-Léonard-de-Noblat, 6 de diciembre de 1778-París, 9 de mayo de 1850) químico y físico francés.

** Estudió la relación entre presión y temperatura de un gas cuando el volumen es constante*

Cuando se incrementa la temperatura existe mayor actividad molecular, es decir las moléculas del gas se mueven rápidamente, aumenta el número de choques contra las paredes y en consecuencia se incrementa la presión, entendemos que el recipiente es sólido y no se deforma.



Joseph Louis Gay-Lussac descubrió que, a volumen constante, la presión del gas es directamente proporcional a su temperatura (en grados Kelvin).

Es decir que si la temperatura aumenta la presión de igual forma se incrementará, y si la temperatura disminuye la presión disminuye

Cuando se desean estudiar dos diferentes estados, uno inicial y una final de un gas y evaluar el cambio de presión en función de la temperatura o viceversa (con volumen constante), se puede utilizar la fórmula:

$$P_1/T_1 = P_2/T_2$$

$\left\{ \begin{array}{l} P_1 = \text{Presión inicial} \\ T_1 = \text{Temperatura inicial} \\ P_2 = \text{Presión final} \\ T_2 = \text{Temperatura final} \end{array} \right.$

Ley de las presiones parciales de Dalton

La presión que ejerce un gas que forma parte de una mezcla de gases se conoce como su presión parcial.

La presión total de una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones parciales de los gases que componen la mezcla

$$P_{\text{gas 1}} + P_{\text{gas 2}} + P_{\text{gas 3}} \dots = P_{\text{Total}}$$

EJEMPLO

Un compuesto gaseoso contiene 30 % de hidrógeno 35 % de oxígeno y 35 % de cloro. Calcular la presión parcial de cada gas a la presión de 760 mm Hg.

Hidrógeno

760 mm Hg nos corresponde al 100 %



$$X = \quad \quad \quad 30 \% \quad X = 228 \text{ mm Hg}$$

Oxígeno

760 mm Hg nos corresponde al 100 %



$$X = \quad \quad \quad 35 \% \quad X = 266 \text{ mm Hg}$$

Cloro

760 mm Hg nos corresponde al 100 %



$$X = \quad \quad \quad 35 \% \quad X = 266 \text{ mm Hg}$$

La presión total es igual a la suma de las presiones parciales:

Hidrógeno: 228 mm Hg

Oxígeno: 266 mm Hg

Cloro: 266 mm Hg

P. Total 760 mm Hg

Electroquímica

Campo de estudio de las ciencias químicas, que hace énfasis en las reacciones químicas que producen energía eléctrica o se producen a través de ella.

Por ejemplo, la aplicación de la electroquímica en la fabricación de pilas (celdas electroquímicas) dispositivos que permiten tener una corriente eléctrica a partir de una reacción química, pero para que esto suceda tiene que haber transferencia de electrones de manera directa y espontánea.

La relación entre la electricidad y la química se conoce como electroquímica, cuando los electrones se transportan a través de un conductor se genera una corriente eléctrica.

Se denominan *conductores de primera especie* o *electrónicos* a los metales sólidos o fundidos y ciertas sales sólidas (sulfuro cúprico, sulfuro de cadmio) que conducen la corriente eléctrica sin experimentar alteración alguna. En estas sustancias, la conducción tiene lugar por emigración directa de los electrones a través del conductor bajo la influencia de un potencial aplicado.

Los *conductores de segunda especie* o *electrolíticos* son los que experimentan transformación química al paso de la corriente eléctrica como las soluciones de electrolitos fuertes y débiles, sales fundidas y también algunas sales sólidas como el cloruro de sodio y el nitrato de plata. La transferencia electrónica tiene lugar por *migración iónica*. Esta migración involucra no sólo una transferencia de electricidad sino también el transporte de materia de una parte a otra del conductor.

El flujo de corriente en los conductores electrolíticos va siempre acompañado de cambios químicos en los electrodos que son muy

característicos y específicos de las sustancias que componen el conductor y los electrodos.

Celda electroquímica

Una celda electroquímica simple contiene un par de *electrodos* de material inerte, por ejemplo, platino, conectados a una *fente de corriente* y sumergidos en una solución acuosa de un conductor de segunda especie. El electrodo conectado al lado negativo de la fuente se denomina *cátodo* y es aquel por el cual entran los electrones a la solución procedentes de la fuente, por ejemplo, una batería. Al mismo tiempo, el electrodo conectado al lado positivo de la batería se denomina *ánodo*, por el cual salen los electrones de la solución y regresan a la batería.

Al cerrar el circuito, los iones negativos o aniones, emigran hacia el ánodo en donde se oxidan, mientras que los iones positivos o cationes van hacia el cátodo en donde se reducen. Como estas partículas están cargadas, su movimiento constituye una corriente eléctrica. Los aniones se mueven hacia el ánodo y de aquí que los electrones son transportados por estos iones desde el cátodo. De nuevo, como el transporte de electricidad positiva hacia el cátodo puede considerarse un flujo de electricidad negativa hacia el ánodo, la migración de los cationes hacia el cátodo es equivalente al flujo de electrones en dirección opuesta. En consecuencia, el resultado neto de la migración es un desplazamiento de los electrones por la solución en la dirección de la corriente y cada ion transporta una parte de la comente total de electricidad a través de la solución. El proceso del paso de corriente por un conductor electrolítico con todos los cambios químicos y migratorios asociados, se denomina *electrólisis*.

Primera ley de Faraday

La masa de un elemento depositada en una célula electrolítica es independiente de la composición química del electrolito, con la condición que funcione siempre con la misma valencia. Si se conectan

en serie varias celdas conteniendo soluciones de sales de diferentes metales como por ejemplo CuSO_4 ; AgNO_3 se puede comprobar que las cantidades depositadas son químicamente equivalentes, lo cual significa que están en la misma relación de sus equivalentes químicos.

$$\text{Cu} = 63,57 \text{ g/mol}$$

$$\text{Ag} = 107,88 \text{ g/mol}$$

Valencias

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

$$\text{Ag} = +1$$

$$\text{Cu} = 63,57 \text{ g/mol} \div 2 = 31,785$$

$$\text{Ag} = 107,88 \text{ g/mol} \div 1 = 107,88$$

$\frac{\text{EQ 1}}{\text{EQ 2}} \frac{31,785 \text{ g}}{107,88} = 0,2947$
--

La relación se cumple siempre que no existan fenómenos secundarios como dilución y reacciones químicas posteriores.

Segunda ley de Faraday

Las masas de diversos elementos depositados en un mismo circuito son proporcionales a sus pesos atómicos e inversamente proporcional a la valencia.

Se deduce que las cantidades depositadas son proporcionales a los equivalentes químicos de modo que se cumple:

$$\frac{\text{EQ1}}{\text{EQ2}} = \frac{\frac{\text{PA1}}{\text{V1}}}{\frac{\text{PA2}}{\text{V2}}}$$

EQ = Equivalente químico

PA = Peso atómico

V = Valencia

Tercera ley de Faraday

Siendo m , los gramos de elemento depositado en un electrodo, PA , el peso atómico del elemento y z , su valencia, F es la constante de Faraday cuyo valor es 96500 culombios / eq-g, PE es el peso equivalente-gramo del elemento, Q la carga eléctrica en culombios, I la intensidad de la corriente en amperios y t el tiempo en segundos. La Primera Ley de Faraday dice: “La masa de un elemento depositado en cualquiera de los electrodos durante la electrólisis es directamente proporcional a la cantidad de carga eléctrica que pasa a través del electrolito”.

La Segunda Ley de Faraday dice: “Las masas de diferentes sustancias producidas por el paso de una corriente son directamente proporcionales a sus pesos equivalentes”. También se puede establecer esta ley diciendo que: “La misma cantidad de electricidad producirá cantidades equivalentes químicamente de todas las sustancias”. Más aún, el paso de noventa y seis mil quinientos culombios (Un Faraday) separa un equivalente químico de cualquier elemento.

Números de transporte o transferencia

Se define como *número de transporte o transferencia*, la fracción de corriente total transportada por cada uno de los iones en una solución. La fracción de corriente que transporta un ion depende de la velocidad de su movimiento migratorio. Se deduce de la definición, que la suma de los números de transporte para catión y anión es igual a uno. Es decir

$$t_{+} = \frac{I_{+}}{I} = \frac{v_{+}}{v_{+} + v_{-}}$$

$$t_{-} = \frac{I_{-}}{I} = \frac{v_{-}}{v_{+} + v_{-}}$$

siendo t_{+} y t_{-} los números de transporte del catión y del anión, v_{+} y v_{-} sus velocidades promedio, I_{+} , I_{-} , I las intensidades de las corrientes. Se deduce fácilmente que,

$$t_{-} = \frac{I_{+}}{I_{-}} = \frac{v_{+}}{+v_{-}}$$

$$t_{+} + t_{-} = 1$$

Conductancia electrolítica

La resistencia de un conductor electrolítico al paso de la corriente se puede determinar mediante La *Ley de Ohm*, pero es costumbre en vez de hablar de resistencia hacerlo de la *conductancia*, que es simplemente el recíproco de la resistencia eléctrica.

Se sabe que la resistencia de un conductor cualquiera es directamente proporcional a su longitud e inversamente proporcional al área de su sección transversal y que según sea la naturaleza y características del conductor así será el valor su propiedad denominada *resistividad o resistencia*. Es decir,

$$R = \rho \frac{l}{A}$$

Siendo R la resistencia en ohmios, l la longitud en cm, A el área en cm^2 y ρ la resistividad o resistencia específica en ohmio-cm, así como la *conductancia electrolítica* de un conductor se define como el inverso de su resistencia, la *conductancia específica* de un conductor se define como el inverso de su resistividad, y puede considerarse como la conductancia de un cubo de un centímetro de arista de cierto material.

La conductancia se expresa como el inverso de ohmio y la *conductancia específica* como el inverso del producto de ohmio por centímetro. Invirtiendo la ecuación para la resistencia de un conductor resulta la ecuación para su conductancia correspondiente.

$$L = L_s \frac{A}{l}$$

Siendo L la conductancia electrolítica y L_s la conductancia específica del conductor.

Soluciones electrolíticas

Se les llaman *electrolitos* a las sustancias solubles en agua y capaces de conducir la corriente eléctrica. Podemos decir, por lo tanto, que las soluciones de sustancias que presentan buena conductancia e indican un alto grado de ionización se les denomina *electrolitos fuertes* y, por el contrario, los que presentan una pobre conductancia y un bajo grado de ionización se les llama *electrolitos débiles*. Sin embargo, existen sustancias clasificadas en un grupo intermedio porque su comportamiento electrolítico no está claramente definido.

Propiedades coligativas de los electrolitos

Para representar las propiedades coligativas de los electrolitos por medio de relaciones obtenidas con los no electrolitos, Van't Hoff sugirió el uso de un factor, i , que se define como la razón del efecto coligativo producido por una solución de electrolito de molalidad, m , dividida por el efecto observado para la misma concentración de un no-electrolito. Al utilizar esta definición del factor de Van't Hoff para una de las propiedades coligativas como la disminución del punto de congelación de las soluciones se deduce, entonces, que este es igual al descenso del punto de congelación de la sustancia electrolítica dividido por el descenso del punto de congelación de una solución de un no

electrolito de la misma molalidad. Se concluye, por lo tanto, que el valor del factor de Van't Hoff para una solución indica el número de partículas totales presentes en ella por cada mol de soluto disuelto. La ecuación general de las propiedades coligativas queda de la siguiente forma:

$$\frac{\Delta P/P}{0.018} \quad \frac{\Delta T_c}{1.86} \quad \frac{\Delta T_b}{0.52} \quad \frac{\Pi}{RT} \quad \frac{\Pi_o}{22.4} = i \cdot x \cdot m$$

Para los electrolitos fuertes el número de partículas que hay en una solución por cada mol de soluto disuelto, debería concordar con el número de partículas en que se disocia cada molécula de electrolito. Sin embargo, el número de partículas que hay en una solución por cada mol de soluto disuelto solamente puede sustituirse por el número de partículas en que se disocia cada molécula de electrolito en soluciones muy diluidas.

Para los electrolitos débiles, el número de partículas que hay en una solución por cada mol de soluto disuelto, es menor que el número de partículas en que se disocia cada molécula de electrolito en soluciones muy diluidas.

Para los no electrolitos, el número de partículas que hay en una solución por cada mol de soluto disuelto, es igual a la unidad. Teoría de Arrhenius sobre disociación electrolítica.

La teoría de Arrhenius dice:

1. Los electrolitos en solución se disocian en partículas cargadas eléctricamente llamadas iones, de tal manera que la carga total de los iones positivos es igual a la carga total de los iones negativos. Lo anterior significa que la solución en conjunto resulta neutra a pesar de la presencia de partículas cargadas eléctricamente y que la presencia de los iones en la solución es la responsable de su conductividad eléctrica.

2. Un electrolito en solución no se encuentra forzosamente disociado en su totalidad; en su lugar, lo hace parcialmente encontrándose

en equilibrio con moléculas no disociadas de sustancias. Según esto, y de acuerdo con las leyes del equilibrio químico, puede anticiparse que la proporción de la disociación varía con la concentración, siendo mayor cuando esta disminuye.

En vista de esto, cabe esperar una disociación total en soluciones diluidas a infinito. En las otras ocasiones, sin embargo, el electrolito se halla disociado parcialmente en un grado que depende de la naturaleza de la sustancia y su concentración.

Esta idea de la disociación parcial la utilizó Arrhenius para explicar el comportamiento coligativo de las soluciones electrolíticas. Las propiedades coligativas de una solución diluida dependen del número de partículas sin que importe sus especies presentes en cierta cantidad de solución.

Cuando una sustancia se disocia en sus iones, incrementa el número de partículas en solución. Si suponemos ahora que cada ion actúa con respecto a las propiedades coligativas de igual manera que una molécula no ionizada, el aumento en el número total de partículas en soluciones debe originar un incremento en los efectos coligativos.

Grado de disociación. Se define como grado de disociación, α , a la fracción de moles de soluto disociado. Si una solución de ácido acético, por ejemplo, muestra un grado de ionización del 5 %, se entiende que de cada cien moléculas de ácido acético disueltas solo cinco disociaron en sus iones y las otras 95 permanecen en la solución con su forma molecular. Teoría de las atracciones interiónicas de Debye-Huckel. Al igual que Arrhenius, Debye y Huckel establecen que los electrolitos fuertes existen en solución como iones de los tipos mencionados, pero ellos creen que los electrolitos fuertes se hallan totalmente ionizados, al menos en soluciones diluidas, y que los efectos observados se deben a una distribución desigual de los iones como resultado de una atracción. Debye y Huckel mostraron que, a causa de estas atracciones electrostáticas, cada ion positivo de la solución debe estar rodeado de

un número de iones negativos e inversamente debe suceder a cada ion negativo. En otras palabras, cada ion de la solución se rodea por una atmósfera iónica cuya carga neta es opuesta a la del ion central. Además, demostraron que las propiedades de los electrolitos están determinadas por la interacción del ion central y su atmósfera. Como la naturaleza de esta depende de la valencia de sus iones, su concentración, la temperatura y la constante dieléctrica del medio, se deduce que estos son también los factores que controlan las propiedades.

Termodinámicas de los electrolitos. En la teoría de Debye-Huckel, el efecto de la concentración de los iones, se introduce por medio de una cantidad conocida como fuerza iónica, que constituye una medida de la intensidad eléctrica en la solución. La fuerza iónica se define como la mitad de la sumatoria de las concentraciones de los diversos iones en gramos por litro multiplicadas por los cuadrados de las valencias iónicas respectivas.

Prácticas de laboratorio

		UNIVERSIDAD POLITÉCNICA SALESIANA GUÍA DE PRÁCTICAS DE LABORATORIO			
ASIGNATURA	QUÍMICA INORGÁNICA	PRÁCTICA No:	1	FECHA PROGRAMADA:	
LABORATORIO		QUÍMICA GENERAL			
NOMBRE DEL DOCENTE					
TÍTULO DE LA PRÁCTICA		APLICACIÓN DE LA LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MATERIA			
OBJETIVOS		Reconocer los cambios físicos y químicos, comprobar la ley de la conservación de la materia			
MATERIALES Y REACTIVOS		Mechero, trípode, termómetro, triángulo de arcilla, crisol, pinza para crisol, porta tubos, 6 tubos de ensayo, pinza para tubos, vaso de precipitación, balanza analítica. Azúcar, cloruro de sodio, sulfato cúprico, carbonato de sodio, nitrato de potasio, nitrato plumboso, cloruro de calcio, ácido clorhídrico, ácido nítrico.			
PROCEDIMIENTO		<p>Cambio de color. Colocar en 2 tubos de ensayo 5cc de CuSO_4 en cada tubo, al primero agregar limaduras de hierro, el segundo nos sirve como testigo. Dejar las limaduras de hierro en el tubo por un lapso de 15 a 20 minutos, agitar el tubo y anotar sus observaciones. ¿A qué se debe el cambio de color? Se justifica el procedimiento con una reacción química. ¿Qué elementos son los que ganan y pierden electrones? (agente oxidante y reductor).</p> <p>Cambio de estado. Colocar en un tubo de ensayo cristales de NaCl y calentarlos fuertemente, determinar si hubo un cambio físico o químico, si el cambio fue químico, justificar el procedimiento mediante una reacción.</p> <p>Transformación de una sustancia sólida. En un crisol calentar fuertemente una pequeña cantidad de azúcar. Escriba la ecuación de combustión correspondiente. ¿Cómo interviene el oxígeno en el proceso?</p> <p>Cambio de propiedades. En un tubo de ensayo colocar 5cc de HCl medir la temperatura con un termómetro, agregar un pedacito</p>			

	<p>de Zn; anotar sus observaciones. ¿A que se debe el cambio de temperatura? Registre los datos. Justifique el procedimiento mediante una reacción e iguale.</p> <p>Precipitación. En 3 tubos de ensayo con 3cc de NaCl agregar al primero gotas de AgNO₃ al segundo gotas de Pb(NO₃)₂ y al tercero gotas de KNO₃. ¿Hubo cambios físicos o químicos? de los cambios químicos justifique el procedimiento con reacciones.</p>
RESULTADOS ESPERADOS	Registrar y justificar cambios físicos y químicos
CONCLUSIONES	Se aplica y reconoce la ley de conservación de la materia
OBSERVACIONES	Seguir los procedimientos

		UNIVERSIDAD POLITÉCNICA SALESIANA GUÍA DE PRÁCTICAS DE LABORATORIO			
ASIGNATURA:	QUÍMICA INORGÁNICA	PRÁCTICA No:	2	FECHA PROGRAMADA:	
LABORATORIO		QUÍMICA GENERAL			
NOMBRE DEL DOCENTE					
TÍTULO DE LA PRÁCTICA		PROPIEDADES DE LOS METALES ALCALINOS Y ALCALINOTÉRREOS			
OBJETIVOS		Identificar ciertas propiedades de los metales alcalinos- alcalino- térreos, como el de ser reductores en agua o en ácidos.			
MATERIALES Y REACTIVOS		Espátula, capsulas de porcelana 3 tubos de ensayo, gradilla, mechero bunsen, pinza para tubos, papel de lija, soporte universal, anillo, triangulo de porcelana o malla de alambre. Na (0,2g) Mg (0,2g) Ca (0,2g) Na ₂ O ₂ (0.2 g) tiza o mármol (un pedazo) solución diluida y alcalina de una sal de cromo (Cr+3) fenolftaleína (solución alcohólica) nitratos o cloruros de litio, potasio, sodio, magnesio Calcio, estroncio, y bario. Ácido clorhídrico 1 : 1 0 H ₂ SO ₄			
PROCEDIMIENTO		<p>Reacción de los metales alcalinos con el aire y el agua. Colocar un pedazo de sodio metálico sobre papel filtro y hacerle un corte con una espátula. Observe la superficie del corte reciente, anote sus observaciones, luego corte otro pedazo y déjelo caer en agua, anote sus observaciones, finalmente coloque 3 gotas de fenolftaleína en la solución, justifique el procedimiento mediante reacciones químicas.</p> <p>Obtención y propiedades del peróxido de sodio Na₂O₂. En una cápsula de porcelana colocar aproximadamente 0.2g. de sodio metálico. Caliente a la llama del mechero hasta que arda el sodio y se convierta en una masa amarillenta. Justificar los procedimientos mediante reacciones. Propiedades reductoras del magnesio y calcio. Colocar pedacitos de estos metales en tubos de ensayo, verter 3cc de agua, observar que sucede durante 10 minutos, posteriormente caliente si es necesario. Repetir el procedimiento con HCl y H₂SO₄ Anote sus observaciones y justifique los procedimientos mediante reacciones químicas. Lijar la superficie del Mg y Ca; con una pinza para crisol los pedacitos del metal limpios calentarlos en la llama de un mechero, anotar sus observaciones y justificar el proceso.</p>			
RESULTADOS ESPERADOS		Se verifica las propiedades de los metales			
CONCLUSIONES		Identifica las propiedades de los metales y justifica los procedimientos mediante reacciones químicas			

		UNIVERSIDAD POLITÉCNICA SALESIANA GUÍA DE PRÁCTICAS DE LABORATORIO			
ASIGNATURA	QUIMICA INORGÁNICA	PRÁCTICA No:	3	FECHA PROGRAMADA:	
LABORATORIO		QUÍMICA GENERAL			
NOMBRE DEL DOCENTE					
TITULO DE LA PRÁCTICA		OBTENCIÓN DE HIDRÓGENO			
OBJETIVOS		Estimular al estudiante a tener cierto criterio a cerca de las propiedades físicas y químicas del hidrógeno.			
MATERIALES Y REACTIVOS		Soporte universal, tubos de ensayo, tubo de desprendimiento, pinzas para tubos, gradilla, mechero bunsen, cuba hidroneumática, tapones de goma. Zn, Cinta de magnesio (Mg); Limadura de hierro (Fe); (Cu); ácido sulfúrico (H ₂ SO ₄)			
PROCEDIMIENTO		<p>En una gradilla colocar 4 tubos de ensayo y rotulados como: a; b, c; y d, colocar en ellos 1cc de H₂SO₄, posteriormente colocar en cada uno de los tubos una pequeña porción de los metales: Zn; Mg; Fe; y Cu. Observar el desprendimiento de hidrógeno y analizar la capacidad de reacción de los metales con el ácido. Justificar los procedimientos con reacciones e igualar. Identificar el tipo de reacciones. Posteriormente se repite el procedimiento con el tubo de ensayo en donde se produjo la mayor producción de H₂. Se coloca un tubo de desprendimiento conectado al tubo de ensayo y sujeto con un tapón de goma, el otro extremo del tubo se sumerge en la cuba hidroneumática y se pone en contacto con un tubo de ensayo invertido y lleno de agua, el gas desprende el agua que contiene el tubo, finalmente se tapa el tubo con el gas dentro del agua a través de un tapón de goma, para comprobar el procedimiento, con cuidado se puede acercar a la llama del mechero la boca del tubo. Justificar los procedimientos mediante reacciones</p>			
RESULTADOS ESPERADOS		Que el estudiante pueda verificar las propiedades físicas y químicas del hidrógeno y que se reconozca los tipos de reacciones.			
CONCLUSIONES		Se verifica mediante reacciones los objetivos de la practica			
OBSERVACIONES		Se puede modificar el procedimiento de acuerdo a la disposición de reactivos			

		UNIVERSIDAD POLITÉCNICA SALESIANA GUÍA DE PRÁCTICAS DE LABORATORIO			
ASIGNATURA	QUIMICA INORGÁNICA	PRÁCTICA No:	4	FECHA PROGRAMADA:	
LABORATORIO		QUÍMICA GENERAL			
NOMBRE DEL DOCENTE					
TÍTULO DE LA PRÁCTICA		OBTENCIÓN DEL OXÍGENO			
OBJETIVOS		Obtener oxígeno y reconocer su presencia			
MATERIALES Y REACTIVOS		Tubo de ensayo, pinza para tubos, tapón horadado, tubo de desprendimiento, manguera, mechero bunsen, cuba hidroneumática, soporte universal. Reactivos. - KClO_3 ; MnO_2 ; C; S; limadura de hierro; fenolftaleína.			
PROCEDIMIENTO		Obtención de O_2 a partir de KClO_3. - Colocar en un tubo de ensayo una mezcla de 1g. de KClO_3 y MnO_2 en una proporción 2-1 (2 partes de KClO_3 y una parte de MnO_2) esta mezcla colocar en un soporte universal y sujetarlo con una pinza, se tapa el tubo con un tapón, en este se coloca el tubo de desprendimiento conectado con una pequeña manguera que se introduce en el agua contenida en una cuba hidroneumática. Se calienta el tubo con la llama de un mechero bunsen, el gas que se obtiene (O_2) se recoge en tubos de ensayo invertidos y llenos de agua que están dispuestos en la cuba hidroneumática, el gas (O_2) desplaza el agua de los tubos y de esta forma hemos captado el gas en agua.			
RESULTADOS ESPERADOS		Captar gas (O_2) mediante una reacción de una reacción de descomposición o análisis.			
CONCLUSIONES		Se justifica el procedimiento de la practica mediante una reacción química			
RECOMENDACIONES		Armar el equipo de tal forma que no represente un riesgo en el momento de ejecutar la práctica. Utilizar otras sustancias como el HgO ; la oxilita Na_2O_2			
OBSERVACIONES		Se pudiera hacer uso de otras sustancias químicas para captar gas oxígeno, es importante reconocer el tipo de reacción y los resultados de esta			

		UNIVERSIDAD POLITÉCNICA SALESIANA GUÍA DE PRÁCTICAS DE LABORATORIO			
ASIGNATURA:	QUÍMICA INORGÁNICA	PRÁCTICA No:	5	FECHA PROGRAMADA:	
LABORATORIO	QUÍMICA GENERAL				
NOMBRE DEL DOCENTE					
TÍTULO DE LA PRÁCTICA	PROPIEDADES DEL ALUMINIO E HIDRÓXIDO DE ALUMINIO				
OBJETIVOS	Reconocer algunas propiedades del aluminio en su forma elemental o formando compuestos.				
MATERIALES Y REACTIVOS	Tubos de ensayo, gradilla, embudo, papel filtro, mechero, soporte universal, anillo, pinza para tubos, gotero, vasos de precipitación. Pedazo de aluminio, 15ml. de HNO ₃ 2N; 15ml. de HCl 2N; 5ml. de H ₂ SO ₄ 2N; 15ml de NaOH al 30%; 30ml. de NH ₄ OH 2N; pedazo de carbón, rojo de metilo o naranja de metilo, solución de una sal de aluminio, 1g de HgCl ₂ ; 1g. de Na ₂ CO ₃				
PROCEDIMIENTO	<p>1. Comportamiento del aluminio ante los ácidos y álcalis Tome 3 tubos de ensayo, en uno vierta 3cc de HNO₃ 2N, en otro 3cc de H₂SO₄ 2N y en el tercer tubo 3cc de HCl 2N. Coloque en cada tubo dos o tres pedacitos de aluminio. Observar, cuál de las reacciones es más enérgica. Haga las mismas reacciones, pero ahora con ácidos concentrados. Justifique los procedimientos mediante reacciones químicas. 2. Formación de amalgama de Aluminio. - Sumerja un pedazo de aluminio en una solución de NaOH; frote luego con una sal de mercurio el aluminio ya tratado con el álcali ¿Se forma una amalgama? el aluminio adquiere propiedades diferentes. En 2 tubos de ensayo, en el uno coloque un pedazo de aluminio y en el otro la amalgama. ¿Qué observa? ¿Qué elemento se desprende? Escriba la ecuación de la reacción del segundo tubo. 3. Adsorción de los colorantes por el hidróxido de aluminio. – Prepare un precipitado de Al (OH)₃, filtrarlo. Lavar una vez con agua el precipitado sobre el filtro. Verter sobre el filtro una solución débilmente coloreada de violeta de metilo. Observar el filtrado. 4. Reconocimiento del Al³⁺. - a) A un tubo que contiene una solución de aluminio agréguele unas gotas de KOH o NaOH ¿Qué observa? Después añádale el exceso de reactivo ¿Qué sucedió? b) A un tubo de ensayo que contiene solución de (Al) añadirle unas gotas de NH₄OH; Ahora agréguele exceso de reactivo. Mezclar 1g. de una sal de aluminio con 1 g. de Na₂CO₃. Fundir la mezcla sobre un pedazo de carbón y agregar unas gotas de solución de nitrato de cobalto. ¿De qué color es la masa de aluminato de cobalto formada? ¿Qué nombre recibe?</p>				
RESULTADOS ESPERADOS	Se verificar las propiedades del aluminio				
CONCLUSIONES	Identifica las propiedades de los metales y justifica los procedimientos mediante reacciones químicas				

		UNIVERSIDAD POLITÉCNICA SALESIANA GUÍA DE PRÁCTICAS DE LABORATORIO			
ASIGNATURA:	QUÍMICA INORGÁNICA	PRÁCTICA No:	6	FECHA PROGRAMADA:	
LABORATORIO		QUÍMICA GENERAL			
NOMBRE DEL DOCENTE					
TÍTULO DE LA PRÁCTICA		REACCIONES REDOX			
OBJETIVOS		Verificar los factores que afectan la velocidad de una reacción química.			
MATERIALES Y REACTIVOS		Tubos de ensayo (5); gradilla, vasos de precipitación de 100 cc; goteros, matraces, cronómetro, varilla de agitación, soluciones de ácido oxálico (HOOCOOH) o FeSO ₄ al 10%; 12%; 14%; 16% y 18% (concentraciones sugeridas); solución de KMnO ₄ al 1% M/V (100mL); y H ₂ SO ₄ concentrado			
PROCEDIMIENTO		Tomar 15 cc de la solución de KMnO ₄ y acidularla con 1cc de H ₂ SO ₄ . Verificar el pH y anotar las características de la solución. Agregar la solución anterior en 5 tubos de ensayo (3cc en c/u) y rotularlos. Al tubo #1 adicionar 2 cc del ácido oxálico al 10%, al tubo #2 adicionar 2 cc del ácido oxálico al 12%, y así sucesivamente. Agitar suavemente y tomar el tiempo de reacción en cada tubo, anotar sus observaciones. ¿Qué tubo reaccionó en menor y mayor tiempo? ¿Con qué fenómeno se asocian las observaciones? ¿Qué ocurriría si se aumenta la temperatura al primer y quinto tubo? Justifique las respuestas.			
RESULTADOS ESPERADOS		Identificar el tipo de reacción y las condiciones para que se produzca una reacción química.			
CONCLUSIONES		Observar las evidencias de la reacción (cambios de color) ocasionados por la variación de la velocidad de la reacción. Hay cuatro factores que afectan las velocidades de reacción: 1.- la naturaleza de los reactivos 2.- la concentración de los reactivos, 3.- la temperatura 4.- catalizadores.			
RECOMENDACIONES		Hacer los cálculos y verificar la concentración de las soluciones			
OBSERVACIONES		Se puede modificar el procedimiento de acuerdo a la disposición de reactivos			

		UNIVERSIDAD POLITÉCNICA SALESIANA GUÍA DE PRÁCTICAS DE LABORATORIO			
ASIGNATURA	QUÍMICA INORGÁNICA	PRÁCTICA No:	7	FECHA PROGRAMADA:	
LABORATORIO		QUÍMICA GENERAL			
NOMBRE DEL DOCENTE					
TÍTULO DE LA PRÁCTICA		VELOCIDAD DE REACCIÓN			
OBJETIVOS		<p>Determinar y comparar la efectividad de los catalizadores biológicos y químicos. <i>En la naturaleza, muchos procesos químicos y biológicos se desarrollan a diferentes velocidades de reacción, dependiendo de la interacción con agentes externos a la reacción llamados catalizadores.</i></p>			
MATERIALES Y REACTIVOS		<p>Tubos de ensayo con una gradilla, probeta, vaso de precipitación, varilla agitadora, trozos de manzana, yuca y plátano verde, H₂O₂ (en diferentes concentraciones) y MnO₂</p>			
PROCEDIMIENTO		<p>En 3 tubos de ensayo debidamente rotulados agregar cantidades diferentes (pequeñas) de cada una de las frutas o tubérculos seleccionados. Agregar a cada uno 3 cc de H₂O₂ con concentración fija (usted la determinará) y dejar reposar por 4 minutos. Anotar las observaciones. Realizar la misma experiencia con diferentes concentraciones para el agua oxigenada. 2. Rotular otros 3 tubos de ensayo y adicionar aproximadamente 2 gramos de una las frutas o tubérculos seleccionados en cada uno. Colocar el primer tubo en baño maría a 10°C por 5 minutos, retirarlo del baño y adicionarle 3cc de H₂O₂ con concentración fija (usted la determinará), observar. Repetir el procedimiento con la misma fruta o tubérculo, pero con diferentes temperaturas, 30°C y 60°C, por ejemplo. Registrar las observaciones.</p> <p>Parte B: catalizadores inorgánicos. 1. En otros 3 tubos de ensayo debidamente rotulados, agregar en cada uno 3cc de H₂O₂ con diferentes concentraciones (usted las determinará) y adicionar una pequeña cantidad de MnO₂. Anotar sus observaciones y justificar los procesos.</p>			
RESULTADOS ESPERADOS		<p>Establecer cómo se relacionan los resultados de los experimentos con la teoría de cinética molecular.</p>			
CONCLUSIONES		<p>Se determina el efecto de la temperatura en los procesos, plantea una hipótesis de la experimentación. Se establece la acción de una enzima y de un catalizador químico</p>			
RECOMENDACIONES		<p>Tener cuidado en el manejo de residuos peligrosos que se generan durante las prácticas habituales de laboratorio.</p>			
OBSERVACIONES		<p>Se puede modificar el procedimiento de la práctica en base a la disposición de reactivos</p>			

		UNIVERSIDAD POLITÉCNICA SALESIANA GUÍA DE PRÁCTICAS DE LABORATORIO			
ASIGNATURA	QUIMICA INORGÁNICA	PRÁCTICA No:	8	FECHA PROGRAMADA:	
LABORATORIO		QUÍMICA GENERAL			
NOMBRE DEL DOCENTE					
TÍTULO DE LA PRÁCTICA		PREPARACIÓN DE SOLUCIONES			
OBJETIVOS		Adiestrar en la preparación de soluciones tituladas			
MATERIALES Y REACTIVOS		Balón de aforo, frasco lavador, papel filtro, balanza analítica, embudo de caña, pipeta volumétrica, bureta, soporte universal y accesorios, vasos de precipitación, sales y ácidos disponibles, agua destilada.			
PROCEDIMIENTO		<p>Preparación de una solución de permanganato de potasio KMnO_4 concentración 10g/L. El volumen que se preparará es 100cc todos los cálculos se ajustan a este requerimiento. Los gramos de KMnO_4 se introducen en un balón de aforo, se añade agua hasta la mitad del balón, se agita de forma circular hasta que se disuelva el KMnO_4; se añade mas agua destilada hasta la proximidad de la línea de enrase, finalmente con la pipeta dejar caer gotas de agua y ajustar el volumen hasta la línea de enrase, considerando el menisco cóncavo del volumen en el cilindro.</p> <p>Preparación de 500cc de una solución de HNO_3 1N.- Para preparar la solución necesitamos el equivalente químico del HNO_3 que para este caso es 63g. Como se preparará 500cc se pesará 31,5g de HNO_3 químicamente puro. NOTA: Se deberá considerar la pureza del ácido para preparar la solución.</p>			
RESULTADOS ESPERADOS		Conocer la concentración química de diferentes sustancias (Ácidos, bases, sales)			
CONCLUSIONES		Se preparan soluciones valoradas en concentración física y química			
RECOMENDACIONES		En la preparación de soluciones tener presente que siempre los ácidos se colocan sobre el agua. (El fuerte sobre el débil)			
OBSERVACIONES		Todas las sustancias son causticas y se debe tener las precauciones del caso, usar el equipo necesario de protección de acuerdo a la normativa del laboratorio			

		UNIVERSIDAD POLITÉCNICA SALESIANA GUÍA DE PRÁCTICAS DE LABORATORIO			
ASIGNATURA	QUIMICA INORGÁNICA	PRÁCTICA No:	9	FECHA PROGRAMADA:	
LABORATORIO		QUÍMICA GENERAL			
NOMBRE DEL DOCENTE					
TITULO DE LA PRÁCTICA		LEYES DE LOS GASES			
OBJETIVOS		Reconocer las leyes de los gases y sus variables: presión, volumen y temperatura			
MATERIALES Y REACTIVOS		Balón, mechero bunsen, pinza universal, soporte universal, soporte de hierro con malla de asbesto, nuez, tapón horadado de caucho, tubo de desprendimiento, manguera, tubo de ensayo, vaso de precipitación de 1000cc			
PROCEDIMIENTO		<p>Determinación del volumen del aire al variar la temperatura y presión. - Armar el soporte universal de tal forma que la pinza universal esté sujeta al soporte y sostenga el balón que está introducido en un vaso de 1000cc con agua (baño maría) que a su vez se asienta en un soporte de hierro con una malla de asbesto, posteriormente se tapa el balón con un tapón de caucho horadado conectado al tubo de desprendimiento y a su vez a una manguera que se introduce en un tubo de ensayo que contiene agua. Calentar el sistema de baño maría hasta ebullición, al inicio aparecerán ciertas burbujas de aire en el tubo de ensayo. Mantener el balón en el baño hasta que el aire contenido en el adquiera la temperatura del agua. Nos preguntamos: ¿Qué sucede en cuanto a los valores presión del vapor del baño, presión del gas aire del balón y la presión atmosférica? Cuando se iguala la temperatura, cerramos la manguera con una pinza de Hoffman, tomamos la temperatura del baño caliente y la presión del laboratorio, retiramos el balón del baño y le introducimos invertido en un recipiente grande que contiene agua a la temperatura ambiente, una vez introducido se abre la pinza de Hoffman. Pregunta: ¿Qué se observa? ¿A qué se debe este fenómeno? Continuar enfriando el balón por 5 minutos, colocarlo en posición invertida, el nivel del agua contenida en el debe ser igual al del baño, cuando los niveles son iguales cerra la pinza de Hoffman y sacar el balón del recipiente. Tomar la temperatura del baño frío y la presión del laboratorio. Sacar el tapón del balón y medir el volumen con una probeta, el volumen de agua representa el volumen de gas al enfriarse.</p>			
RESULTADOS ESPERADOS		Datos referentes a las variables: presión, volumen y temperatura y la relación de estas.			
CONCLUSIONES		Se verifica en la practica la relación de las variables en estudio			

		UNIVERSIDAD POLITÉCNICA SALESIANA GUÍA DE PRÁCTICAS DE LABORATORIO			
ASIGNATURA	QUIMICA INORGÁNICA	PRÁCTICA No:	10	FECHA PROGRAMADA:	
LABORATORIO		QUÍMICA GENERAL			
NOMBRE DEL DOCENTE					
TITULO DE LA PRÁCTICA		PUNTO DE FUSION			
OBJETIVOS		Establecer el efecto de la temperatura en los puntos de fusión y ebullición y los cambios de estado			
MATERIALES Y REACTIVOS		Soporte universal, trípode, mechero bunsen, vaso de precipitación, 2 pinzas para soporte, tubo de ensayo, termómetro, pedazo de goma o elástico, luna de reloj, tubos capilares, pedazos de varilla de vidrio, malla de asbesto, agua, C2H5OH; sustancias sólidas problema.			
PROCEDIMIENTO		Triturar la sustancia sólida problema en una luna de reloj e introducir en un tubo capilar hasta una altura de 2 a 3 mm. El tubo capilar con la sustancia problema se sujeta al termómetro mediante una banda de caucho, liga o elástico, de tal forma que quede a la altura del bulbo del termómetro. En un soporte universal se coloca un vaso de precipitación con agua corriente en un trípode o anillo y con una malla de asbesto, se introduce el termómetro con el tubo capilar hasta unos 2cm de la base del vaso y se procede a calentar con un mechero bunsen, el proceso sería como un baño maría. Para este caso se utiliza como baño agua por lo que la sustancia problema tiene un punto de fusión un valor inferior a 90°C. Se puede utilizar otros baños como la vaselina para determinar puntos de fusión inferiores a 200°C o como el H2SO4 para puntos de fusión inferiores a 300°C			
RESULTADOS ESPERADOS		Los puntos de fusión de diferentes sustancias			
CONCLUSIONES		Importante tener atención al punto exacto del cambio de estado sólido-líquido (fundición) y la lectura del termómetro en este instante.			
OBSERVACIONES		Se pueden hacer mínimo 2 lecturas para sacar la media de los datos			

		UNIVERSIDAD POLITÉCNICA SALESIANA GUÍA DE PRÁCTICAS DE LABORATORIO			
ASIGNATURA	QUÍMICA INORGÁNICA	PRÁCTICA No:	11	FECHA PROGRAMADA:	
LABORATORIO		QUÍMICA GENERAL			
NOMBRE DEL DOCENTE					
TÍTULO DE LA PRÁCTICA		PUNTO DE EBULLICIÓN			
OBJETIVOS		Determinar el punto de ebullición			
MATERIALES Y REACTIVOS		Soporte universal, trípode, mechero bunsen, vaso de precipitación, 2 pinzas para soporte, tubo de ensayo, termómetro, pedazo de goma o elástico, luna de reloj, tubos capilares, pedazos de varilla de vidrio, malla de asbesto, CCl ₄ ; agua, C ₂ H ₅ OH; sustancias sólidas problema.			
PROCEDIMIENTO		Colocar en un tubo de ensayo 5cc de CCl ₄ y pequeños pedazos de vidrio de varilla o núcleos de ebullición, lo que permite observar de mejor manera la ebullición, colocar el tubo de ensayo en un soporte universal sujeto a una pinza universal, introducir en el tubo un termómetro con un tapón de goma de tal forma que cubra la boca del tubo de ensayo. Se introduce el sistema (tubo más termómetro) en un vaso de precipitación que contiene agua, a una distancia de 1 CM de la base del vaso y que está dispuesto en un trípode metálico con una malla de asbesto. Se procede a calentar lentamente hasta determinar el punto de ebullición de la sustancia problema (CCl ₄). Se puede proceder de la misma forma para determinar el punto de ebullición de diferentes sustancias. Pregunta: ¿Es igual el punto de ebullición del agua corriente y agua destilada?			
RESULTADOS ESPERADOS		Los puntos de ebullición de diferentes sustancias			
CONCLUSIONES		Importante tener atención al punto exacto en que se llega al punto de ebullición			
OBSERVACIONES		Se pueden hacer mínimo 2 lecturas para sacar la media de los datos			

		UNIVERSIDAD POLITÉCNICA SALESIANA GUÍA DE PRÁCTICAS DE LABORATORIO			
ASIGNATURA	QUÍMICA INORGÁNICA	PRÁCTICA No:	12	FECHA PROGRAMADA:	
LABORATORIO		QUÍMICA GENERAL			
NOMBRE DEL DOCENTE					
TÍTULO DE LA PRÁCTICA		DESTILACIÓN SIMPLE			
OBJETIVOS		Separar sustancias mediante procesos de vaporización-condensación			
MATERIALES Y REACTIVOS		Mechero bunsen, refrigerante, balón de destilación, soporte universal, trípode de hierro, malla de asbesto, pinza universal, tubo acodado, tapón de caucho horadado, frasco lavador, porta tubos, 7 tubos de ensayo, 2 vasos de precipitación de 500cc; probeta, pedazos de varilla de vidrio. NaCl; KMnO_4 ; $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; soluciones de HCl al 10% heliantina y AgNO_3			
PROCEDIMIENTO		Destilación simple. – Armar un sistema de destilación simple, con un balón que se coloca en el trípode y sujeto al soporte universal, el balón se tapa con el tapón, el tubo de desprendimiento se introduce en el tubo de ensayo y el tubo en un matraz con agua. En un vaso de precipitación disolver 1g de NaCl en 100cc de agua, seguidamente verter la solución en el balón de destilación con los pedazos de vidrio de varilla, calentar hasta ebullición. Recoger 5cc del destilado y añadir 5 gotas de AgNO_3 ¿Qué sucede y por qué? Repetir el procedimiento hasta que no haya que no haya enturbiamiento alguno. Justificar el procedimiento			
RESULTADOS ESPERADOS		Separar los componentes de una muestra por destilación			
CONCLUSIONES		La destilación es un método de separación de sustancias			
RECOMENDACIONES		Hacer la destilación y separación de líquidos azucarados como el jugo de caña de azúcar fermentado. Utilizar el aparato de destilación simple			
OBSERVACIONES		Tener presente los tipos de destilación y sus principios: Principalmente (Destilación simple, fraccionada y por arrastre de vapor)			

Bibliografía

- Babor-Ibarz Marín ISBN 10: 8471029979 / ISBN 13: 9788471029973 *Química General Moderna* [Hardcover]
- Bruni, G. (1964). *Química general* (No. 540 B8361q Ej. 1). Hispano americana.
- Brown, L., & Bursten, M. (2014). *Woodward Química la ciencia central*. Pearson Educación.
- Brown, T. L., LeMay Jr, H. E., Bursten, B. E., & Burdge, J. R. (2004). *Química: la ciencia central*. Pearson educación.
- Beyer, L., & Fernández, H. V. (2004). *Química inorgánica*. <https://bibliotecas.ups.edu.ec:2708>
- Biasioli, G.D., Weitz, C.D., & Chandías, D.O. (1980). *Química orgánica*. Kapelusz.
- Cotton, F.A., & Wilkinson, G. (1978). *Química inorgánica*. Libros Técnicos y Científicos.
- Cotton, F. A., & Wilkinson, G. (2016). *Química inorgánica básica/f*. Albert Cotton, Geoffrey Wilkinson (No. 546 C678.).
- Cruz Sosa, Enrique de la. (2012) Reacciones químicas y balanceo de ecuaciones
- Chang, R. (2006). *Principios esenciales de química general*. Mc-Graw Hill.
- Chang, R. (2011). *Fundamentos de química*. México-McGraw-Hill.
- Quiñoá, C. E., Riguera, V. R., & Vila, A. J. M. (2006). *Nomenclatura y formulación de los compuestos inorgánicos (2a. ed.)*. <https://bibliotecas.ups.edu.ec:2708>
- Chang, R. (2009). *Química geral*. AMGH Editora.
- Gerley, M.R., & Aguilar Rodríguez, J.I. (2014). *Química inorgánica. Manual de prácticas*. Sello Editorial de la Universidad de Medellín.
- Gómez-Biedma, S., Soria, E., & Vivó, M. (2002). Análisis electroquímico. *Revista de Diagnóstico Biológico*, 51(1), 18-27.
- Lewis, G.N. (1916). The atom and the molecule. *Journal of the American Chemical Society*. <https://doi.org/10.1021/ja02261a002>.
- McMurry, J.E., & Fay, R.C. (2009). *Química general*. Pearson Educación.
- Manku, G.S. (1983). *Principios de química inorgánica*. <https://bibliotecas.ups.edu.ec:2708>

Páginas Web

<https://es.khanacademy.org/science/chemistry/acids-and-bases-topic/copy-of-acid-base-equilibria/a/relationship-between-ka-and-kb>

<https://bibliotecas.ups.edu.ec:2708/lib/bibliotecaupssp/reader.action?docID=3195014&query=quimica%2Binorg%25C3%25A1nica>

https://www.academia.edu/42767205/Qu%C3%ADmica_La_ciencia_central_Brown_11a_Edici%C3%B3n



Área de Ciencias de la Vida

Carrera de Ingeniería Ambiental

Grupo de Investigación en Biotecnología y Ambiente-INBIAM

El texto *Química inorgánica básica* trata temas relevantes de esta ciencia de una manera sencilla y didáctica; busca despertar el interés por su estudio mediante el conocimiento de su aplicabilidad en todos los campos y está dirigido a estudiantes que inician su formación académica.

La importancia de las ciencias químicas, la estructura electrónica de los átomos, enlaces químicos, estados de la materia y cambios de estado, fenómenos naturales, mezclas y combinaciones, la tabla periódica, hacen parte de los temas a tratar en este texto. Además de la nomenclatura y formulación de compuestos inorgánicos, reacción química e igualación, la aplicabilidad de las leyes ponderales, volumétricas, gases y electroquímica, la preparación de soluciones en concentraciones físicas y químicas. Finalmente, en el texto consta un grupo de prácticas de laboratorio que están sincronizadas con los contenidos.

