



Universidad Nacional de San Luis

FACULTAD DE CIENCIAS DE LA SALUD
LICENCIATURA EN NUTRICIÓN

INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA

Dra. Maria de los Angeles Alvarez

Dr. Jorge R. A. Diaz

Estudiante: Maria Virginia Martinez

2024

Contenidos

Contenidos	I
CAPÍTULO 1	2
SISTEMAS MATERIALES. UNIDADES FÍSICAS DE CONCENTRACIÓN	2
¿Qué es la Química?	2
La materia	2
Cuerpo y sustancia	3
Materia y energía	3
Energía cinética (Ec):	4
Energía potencial (Ep)	4
Estados de agregación de la materia	4
Propiedades de la materia	6
Extensivas e intensivas	6
Físicas y químicas	7
Peso y Masa	7
Temperatura	8
Escalas	8
Medida de la temperatura	9
Sistema material	9
Clasificación de las sustancias	11
Soluciones	12
Tipos de soluciones	12
Concentración	13
Unidades físicas de concentración	13

EJERCICIOS	14
Bibliografía	16
CAPÍTULO 2	17
ÁTOMO. ISÓTOPOS. MOLÉCULA. TABLA PERIÓDICA	17
El átomo como unidad de la materia. Constitución	17
Núcleo atómico	17
Partícula	18
Nube electrónica	19
Peso atómico relativo	20
Mol	21
Molécula	22
Peso molecular	22
Tabla periódica	23
Símbolos químicos. Nombre de los elementos	23
Metales, semimetales y no metales	24
Períodos y grupos	25
Elementos representativos elementos de transición	26
EJERCICIOS	26
Bibliografía	28
CAPÍTULO 3	29
COMPUESTOS INORGÁNICOS: NOMENCLATURA	29
LOS COMPUESTOS INORGÁNICOS	29
Uniones químicas	29
TEORIA DEL OCTETO	30
Enlace iónico	31
Enlace covalente	31
	II

Aniones y cationes	33
Número de oxidación	36
FORMULACION DE COMPUESTOS INORGÁNICOS	39
COMPUESTOS BINARIOS	39
OXIDOS	39
Formulación y nomenclatura	40
Óxidos ácidos (anhídridos)	41
Formulación y nomenclatura	42
HIDRUROS	43
Hidruros metálicos	43
Formulación y nomenclatura	43
Hidruros no metálicos	44
Formulación y nomenclatura	44
ÁCIDOS HIDRÁCIDOS	44
Formulación y nomenclatura	45
SALES BINARIAS	45
Formulación y nomenclatura	46
COMPUESTOS TERNARIOS	47
ÁCIDOS OXÁCIDOS	47
Formulación y escritura	47
HIDRÓXIDOS	49
Formulación y nomenclatura	50
SALES NEUTRAS DERIVADAS DE OXÁCIDOS (OXO SALES NEUTRAS)	51
Formulación y escritura	51
COMPUESTOS CUATERNARIOS	52
Oxosales Dobles	52

Oxosales Ácidas	53
Oxosales Básicas	53
Hidratos	54
EJERCICIOS	54
Bibliografía	60
CAPITULO 4	62
REACCIONES QUÍMICAS. ECUACIONES QUÍMICAS	62
REACCIONES QUÍMICAS	62
ECUACIONES QUÍMICAS	62
BALANCE DE LAS REACCIONES QUÍMICAS	62
CLASIFICACIÓN DE REACCIONES QUÍMICAS	62
EJERCICIOS	65
Bibliografía	65
CAPITULO 5	66
UNIDADES QUÍMICAS CONCENTRACIÓN DE CONCENTRACION	66
MASA MOLAR	66
MOLARIDAD (M)	67
NORMALIDAD (N)	68
MOLALIDAD (m)	69
EJERCICIOS	69
Bibliografía	70
ANEXO: Elementos de Matemáticas	71
MEDICIÓN Y SISTEMA DE UNIDADES	71
Sistema internacional de unidades (SI)	71
Unidades derivadas	72
DENSIDAD	74
	IV

Números decimales	74
Notación científica	75

Tabla periódica de los elementos

Grupo 1	2	10	18
1.00794 H Hidrógeno	4.002602 He Helio	20.1797 Ne Neón	39.948 Ar Argón
6.941 Li Litio	9.01224 Be Berilio	18.998403 F Fluor	35.453 Cl Cloro
23.8927 Na Sodio	24.3050 Mg Magnesio	30.973762 N Nitrógeno	32.065 O Oxígeno
39.0983 K Potasio	40.078 Ca Calcio	30.973762 P Fósforo	32.065 S Azufre
85.4678 Rb Rubidio	87.62 Sr Estroncio	72.64 C Carbono	72.64 Si Silicio
132.9054 Cs Cesio	137.327 Ba Bario	12.0107 Nitrógeno	72.64 Ge Germanio
(233) Fr Francio	(249) Ra Radio	10.811 B Boro	114.818 In Indio
		10.811 Al Aluminio	114.818 Ga Galio
		10.811 Si Silicio	114.818 Ge Germanio
		10.811 P Fósforo	114.818 As Arsénico
		10.811 S Azufre	114.818 Se Selenio
		10.811 Cl Cloro	114.818 Br Bromo
		10.811 Ar Argón	114.818 Kr Cripton
		10.811 K Potasio	114.818 Rb Rubidio
		10.811 Ca Calcio	114.818 Sr Estroncio
		10.811 Sc Escandio	114.818 Yttrio
		10.811 Ti Titanio	114.818 Zr Zircón
		10.811 V Vanadio	114.818 Nb Niobio
		10.811 Cr Cromo	114.818 Mo Molibdeno
		10.811 Mn Manganeso	114.818 Tc Tecnecio
		10.811 Fe Hierro	114.818 Ru Rutenio
		10.811 Co Cobalto	114.818 Rh Rodio
		10.811 Ni Níquel	114.818 Pd Paladio
		10.811 Cu Cobre	114.818 Ag Plata
		10.811 Zn Zinc	114.818 Cd Cadmio
		10.811 Ga Galio	114.818 In Indio
		10.811 Ge Germanio	114.818 Sn Estaño
		10.811 As Arsénico	114.818 Sb Antimonio
		10.811 Se Selenio	114.818 Te Teluro
		10.811 Br Bromo	114.818 I Yodo
		10.811 Kr Cripton	114.818 Xe Xenón
		10.811 Rb Rubidio	114.818 Cs Cesio
		10.811 Sr Estroncio	114.818 Ba Bario
		10.811 Yttrio	114.818 La Lantano
		10.811 Zr Zircón	114.818 Lu Lutecio
		10.811 Nb Niobio	114.818 Hf Hafnio
		10.811 Mo Molibdeno	114.818 Ta Tantalio
		10.811 Tc Tecnecio	114.818 W Wolframio
		10.811 Ru Rutenio	114.818 Re Rencio
		10.811 Rh Rodio	114.818 Os Osmio
		10.811 Pd Paladio	114.818 Ir Iridio
		10.811 Ag Plata	114.818 Pt Platino
		10.811 Cd Cadmio	114.818 Au Oro
		10.811 In Indio	114.818 Hg Mercurio
		10.811 Sn Estaño	114.818 Tl Talio
		10.811 Sb Antimonio	114.818 Pb Plomo
		10.811 Te Teluro	114.818 Bi Bismuto
		10.811 I Yodo	114.818 Po Polonio
		10.811 Xe Xenón	114.818 At Astatino
		10.811 Cs Cesio	114.818 Rn Radón
		10.811 Ba Bario	114.818 Fr Francio
		10.811 La Lantano	114.818 Ra Radio
		10.811 Lu Lutecio	114.818 Ac Actinio
		10.811 Hf Hafnio	114.818 Th Torio
		10.811 Ta Tantalio	114.818 Pa Protactinio
		10.811 W Wolframio	114.818 U Uranio
		10.811 Re Rencio	114.818 Np Neptunio
		10.811 Os Osmio	114.818 Pu Plutonio
		10.811 Ir Iridio	114.818 Am Americio
		10.811 Pt Platino	114.818 Cm Curcio
		10.811 Au Oro	114.818 Bk Berkelio
		10.811 Hg Mercurio	114.818 Cf Californio
		10.811 Tl Talio	114.818 Es Esmo
		10.811 Pb Plomo	114.818 Fm Fermio
		10.811 Bi Bismuto	114.818 Md Mendelevio
		10.811 Po Polonio	114.818 No Nobe
		10.811 At Astatino	114.818 Og Oganesson
		10.811 Rn Radón	114.818 Ts Teneso
		10.811 Fr Francio	114.818 Og Oganesson

Bloques de configuración electrónica



- Notas**
- 1. Los elementos con número atómico mayor que 118 son predicciones.
 - 2. Los elementos con número atómico mayor que 118 son predicciones.
 - 3. Los elementos con número atómico mayor que 118 son predicciones.
 - 4. Los elementos con número atómico mayor que 118 son predicciones.
 - 5. Los elementos con número atómico mayor que 118 son predicciones.
 - 6. Los elementos con número atómico mayor que 118 son predicciones.
 - 7. Los elementos con número atómico mayor que 118 son predicciones.
 - 8. Los elementos con número atómico mayor que 118 son predicciones.
 - 9. Los elementos con número atómico mayor que 118 son predicciones.
 - 10. Los elementos con número atómico mayor que 118 son predicciones.
 - 11. Los elementos con número atómico mayor que 118 son predicciones.
 - 12. Los elementos con número atómico mayor que 118 son predicciones.
 - 13. Los elementos con número atómico mayor que 118 son predicciones.
 - 14. Los elementos con número atómico mayor que 118 son predicciones.
 - 15. Los elementos con número atómico mayor que 118 son predicciones.
 - 16. Los elementos con número atómico mayor que 118 son predicciones.
 - 17. Los elementos con número atómico mayor que 118 son predicciones.
 - 18. Los elementos con número atómico mayor que 118 son predicciones.

Original: Eia Inps - commons.wikimedia.org/wiki/File:Periodic_table_jorge-es.svg

CAPÍTULO 1

SISTEMAS MATERIALES. UNIDADES FÍSICAS DE CONCENTRACIÓN

¿Qué es la Química?

La química es una rama de las ciencias naturales que estudia la materia, sus propiedades, estructura, transformaciones, y leyes que rigen dichas transformaciones. El problema de la energía liberada o absorbida por estos cambios también se incluye en el campo de la química. La química, debido a su gran amplitud y desarrollo, puede dividirse en variadas ramas (Figura 1.1).

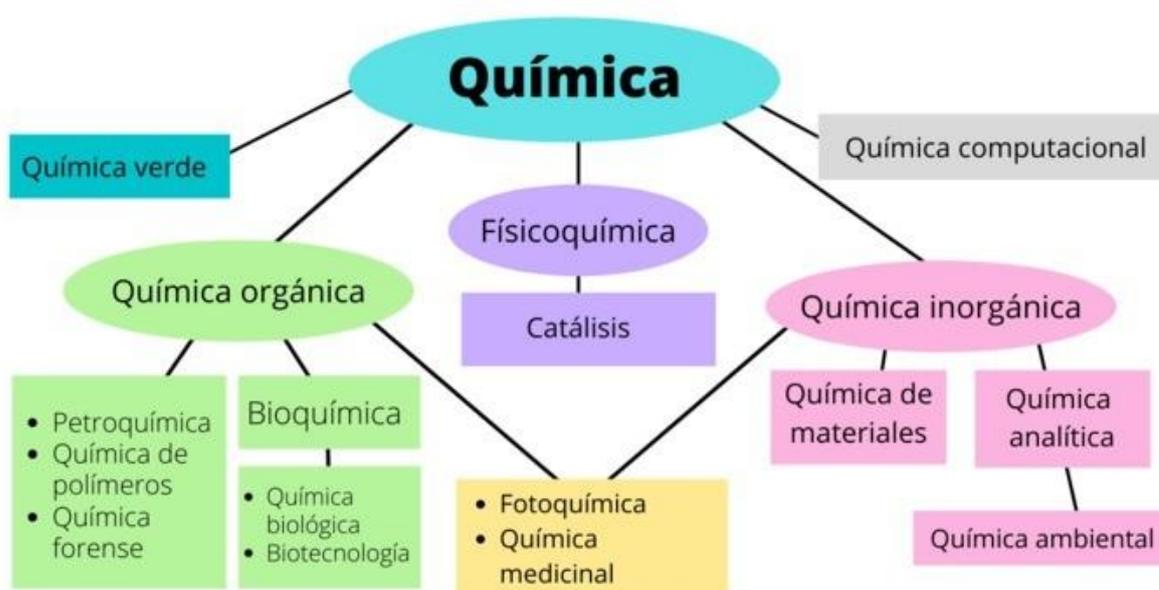


Figura 1.1. Ramas generales de la química

La materia

Como mencionamos, la química estudia la materia, concepto que podemos definir de forma muy general y concreta como todo aquello que tiene masa e inercia y ocupa un lugar en el espacio. Ahora bien, para poder comprender esta definición debemos además dar el concepto de los términos, masa e inercia:

Masa: es la cantidad de materia contenida en un objeto y es invariable.

Inercia: es la propiedad por la cual un objeto tiende a seguir en el estado en que se encuentra.

Todos los cuerpos están formados por materia, cualquiera sea su forma, tamaño o estado. Pero no todos ellos están formados por el mismo tipo de materia, sino que están compuestos de sustancias diferentes. Para examinar la sustancia de la que está compuesto un cuerpo cualquiera, éste puede dividirse hasta llegar a las moléculas que lo componen. Estas partículas tan pequeñas son invisibles a nuestros ojos, sin embargo, mantienen todas las propiedades del cuerpo completo. A su vez, las moléculas pueden dividirse en los elementos simples que la forman, llamados átomos.

Cuerpo y sustancia

La definición de materia como algo que ocupa un lugar en el espacio es muy amplia. Para permitir un estudio detallado es necesaria una subdivisión de los objetos que ocupan un lugar en el espacio, así surgen los conceptos de *cuerpo* y *sustancia*.

Cuando se estudia la materia es conveniente usar una porción o muestra de la misma, o lo que es lo mismo, un cuerpo. Es decir, que un *cuerpo* es una porción limitada de materia.

Todo cuerpo tiene límites reales y peso. Si tenemos varios cuerpos de igual forma y tamaño, estamos en presencia de porciones limitadas de materia. Los cuerpos están formados por diferentes clases de materia que se denominan sustancias. Una sustancia determinada presenta siempre las mismas propiedades físicas y químicas bajo idénticas condiciones de observación.

Materia y energía

El universo está constituido por materia y energía. La energía adopta diversas formas y sufre constantes transformaciones.

Cuando se producen cambios químicos casi siempre van acompañados por absorción o desprendimiento de energía.

La energía se puede definir como la capacidad para realizar trabajo, cuando un cuerpo posee energía puede realizar trabajo sobre otros.

Como la energía puede transferirse de un cuerpo a otro en forma de trabajo, las unidades de trabajo y energía son iguales.

Existen dos clases de energía mecánica:

Energía cinética (Ec): se la define como la energía intrínseca de un cuerpo que se mueve. La cantidad de trabajo que un cuerpo en movimiento puede realizar depende de la masa y la velocidad que posee.

Energía potencial (Ep): es la energía intrínseca almacenada en un cuerpo, por su posición respecto a otro cuerpo, cuando entre ellos existe una interacción. La energía potencial que poseen las sustancias químicas, puede liberarse mediante reacciones químicas. La cantidad total de energía que posee un cuerpo es igual a la suma de la E_c y E_p .

La ley de la conservación de la energía es considerada una de una de las leyes fundamentales de la física y constituye el primer principio de la termodinámica. Plantea que la energía total de un sistema aislado permanece constante o que la energía no se crea ni se destruye, únicamente se transforma, lo que implica que en ciertas condiciones la masa se puede considerar como una forma de energía.

La ley de conservación de la energía afirma que no existe ni puede existir nada capaz de generar energía, no existe ni puede existir nada capaz de hacer desaparecer la energía. Y por último, si se observa que la cantidad de energía varía, siempre será posible atribuir dicha variación a un intercambio de energía con algún otro cuerpo o con el medio circundante

A principio del siglo pasado Albert Einstein estableció que la materia y la energía son manifestaciones de una misma entidad física. La materia puede convertirse en energía y viceversa, de acuerdo a la siguiente ecuación:

$$E = m \cdot c^2$$

donde E es la cantidad de energía equivalente a una masa m , siendo c la velocidad de la luz en el vacío (300000 km/s)

Estados de agregación de la materia

La materia puede encontrarse en tres estados físicos diferentes (Figura 1.2). Los estados de agregación que presenta la materia son:

Sólido, posee forma y volumen propio.

Líquido, posee volumen propio y adopta la forma del recipiente que lo contiene.

Gaseoso, posee la forma y el volumen del recipiente que lo contiene.

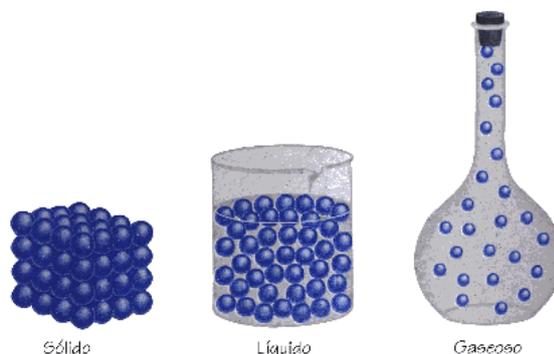


Figura 1.2. Estados de agregación de la materia

El comportamiento macroscópico de los distintos estados de agregación puede interpretarse a través del ordenamiento de la estructura microscópica de cada uno de ellos.

En el estado sólido las unidades de materia (partículas) que lo constituyen se unen entre sí por fuerzas de atracción, encontrándose altamente ordenadas, ocupando posiciones fijas.

En contraste con ello, las partículas en el estado gaseoso se encuentran en un gran desorden (caos) y las fuerzas entre ellas son prácticamente despreciables, de modo que pueden moverse con facilidad.

El estado líquido puede ser considerado como un estado intermedio entre los dos anteriores.

Las variables que determinan el estado de agregación inicial de un sistema son: temperatura y presión. Al modificarse alguna/s de estas variables en condiciones adecuadas se produce un cambio de estado (Figura 1.3), apareciendo un nuevo estado de agregación.



Figura 1. 3. Cambios de estado de la materia

Al **plasma** se le llama a veces “el cuarto estado de la materia”, agregándolo a los tres “clásicos”, vistos anteriormente. Es un gas en el que los átomos se han roto. Está formado por electrones negativos y por iones positivos (átomos que han perdido electrones y que están moviéndose libremente).

En la baja atmósfera, cualquier átomo que pierde un electrón, lo recupera pronto o atrapa otro. Pero a altas temperaturas, como en el sol, es muy diferente. Cuanto más caliente está el gas, más rápido se mueven sus moléculas y átomos, y a muy altas temperaturas las colisiones entre estos átomos, moviéndose muy rápido, son suficientemente violentas para liberar los electrones. En la atmósfera solar, una gran parte de los átomos están permanentemente “ionizados” por estas colisiones y el gas se comporta como un plasma.

Propiedades de la materia

Extensivas e intensivas

Las propiedades generales las presentan los sistemas materiales básicos sin distinción y por tal motivo no permiten diferenciar una sustancia de otra. Algunas de las propiedades generales se les da el nombre de **extensivas**, pues su valor depende de la cantidad de materia, tal es el caso de la masa, el peso y volumen. Otras, las que no dependen de la cantidad de materia sino de la sustancia de que se trate, se llaman **intensivas**. No son aditivas y, por lo general, resultan de la composición de dos

propiedades extensivas. El ejemplo perfecto lo proporciona la densidad, que relaciona la masa con el volumen. Es el caso también del punto de fusión, del punto de ebullición, etc.

Físicas y químicas

Físicas: se manifiestan ante estímulos que no cambian la composición de la sustancia. Son las cualidades de una sustancia, tales como color, olor, sabor, dureza, punto de ebullición, punto de fusión etc. Cuando un cubo de hielo se derrite, tenemos un cambio físico. La sustancia no ha cambiado químicamente, pero su forma física es distinta.

Químicas: en las mismas condiciones de estímulos, cambian las sustancias su composición. Las propiedades químicas nos dicen como una sustancia cambia en presencia de otro material. **Ejemplo:** hierro reacciona con oxígeno para producir óxido férrico. La nueva sustancia formada tiene sus propias propiedades químicas que son diferentes de las propiedades de las sustancias originales (hierro y oxígeno).

Peso y Masa

Peso y masa son dos conceptos y magnitudes físicas bien diferenciadas, aunque aún en nuestros días, en el habla cotidiana, el término "peso" se utiliza a menudo erróneamente como sinónimo de masa.

La masa de un cuerpo es una propiedad intrínseca del mismo, definida como la cantidad de materia y es independiente de la intensidad del campo gravitatorio y de cualquier otro efecto. Representa la inercia o resistencia del cuerpo a la aceleración, además de hacerla sensible a los efectos de los campos gravitatorios.

El **peso** de un cuerpo, en cambio, no es una propiedad intrínseca del mismo, ya que depende de la intensidad del campo gravitatorio en el lugar del espacio ocupado por el cuerpo.

Ejemplo: una persona de 60 kg de masa, pesa 588,34 N (newton) en la superficie de la tierra; pero, la misma persona, en la superficie de la luna pesaría sólo unos 98,05 N; sin embargo, su masa seguirá siendo de 60 kg.

Podemos afirmar que: El término "PESO" se refiere a la fuerza con que un objeto es atraído por la tierra. El término "MASA" es la cantidad de materia con que está constituido dicho cuerpo. Es una magnitud EXTENSIVA, ya que depende de la cantidad de materia.

Cuando se quiere determinar el peso de un cuerpo, lo que se hace es “pesar” el mismo. Pesarse significa comparar el peso de un objeto con el peso de otro cuya “masa” se ha tomado como unidad. El aparato que se utiliza para esta operación se llama balanza.

Existe una relación de proporcionalidad entre peso y masa

$$P = m g$$

Donde:

P= peso;

m= masa y;

g = aceleración de la gravedad y actúa como constante de proporcionalidad (varía ligeramente de un lugar a otro de la tierra).

Obsérvese que PESO y MASA conceptualmente SON DISTINTOS, si bien se hallan estrechamente vinculados por la constante “g”.

Temperatura

Calor y temperatura tienen relación, pero se trata de conceptos diferentes.

- **Calor:** el calor es una forma de energía que hace aumentar la temperatura.
- **Temperatura:** es una magnitud física que expresa el nivel de calor.

Una misma cantidad de calor calentará mucho más un cuerpo pequeño que un cuerpo grande, o sea, la variación de temperatura es proporcional a la cantidad de calor suministrada o transferida.

Ejemplo: La temperatura de un vaso de agua puede ser la misma que la temperatura de un cubo de agua, pero el cubo, al ser más grande, tiene más calor porque tiene más agua y por lo tanto más energía térmica total.

Escalas

Para medir la temperatura se han desarrollado varias escalas termométricas. La más empleada en la Europa continental y Latinoamérica es la escala centígrada o Celsius, inventada por el astrónomo sueco Anders Celsius. En esta escala, el agua se congela a 0°C y entra en ebullición a 100°C.

La escala Kelvin o absoluta es la misma escala centígrada pero desplazada -273°. Así que para pasar de la escala centígrada a la escala Kelvin, bastará con sumar 273 a la temperatura obtenida en la escala Celsius.

$$K = C + 273$$

Para pasar a la escala Celsius a partir de la escala Kelvin sólo tendremos que restar a ésta 273.

$$C = K - 273$$

Medida de la temperatura

La medida de la temperatura se realiza mediante termómetros. Estos llevan un indicador y una escala. Se ponen en contacto con el cuerpo cuya temperatura se desea conocer y, tras unos instantes, se mira la escala.

El termómetro más habitual es el de mercurio (por ejemplo, los termómetros clínicos son de mercurio) que consisten en un tubo delgado que contiene el metal. Al calentarse o enfriarse, el mercurio se dilata o se contrae ascendiendo o descendiendo por el tubo. El nivel que alcance indica la temperatura deseada.

Sistema material

Se denomina **sistema material** a la parte del universo que es objeto de nuestro estudio. Dicho sistema se separa del resto del universo, ya sea en forma real o imaginaria para estudiarlo.

**Sistema material: porción de materia separada del medio
circundante con fines de estudio**

Existen distintos criterios para clasificar a los sistemas materiales:

- *Según el intercambio de energía*

Cuando se observa un sistema material debe prestarse atención al medio que lo rodea, sin olvidar que entre ambos existe una superficie de contacto que en algunos casos es visible y en otros no. Si consideramos su relación con el medio que lo rodea podemos clasificar los sistemas en:

Abiertos: aquellos donde hay transferencia de masa y energía entre el sistema y el medio. **Ejemplo:** agua hirviendo en un jarro sin tapa.

Cerrados: sistema donde solo hay intercambio de energía entre el sistema y el medio. **Ejemplo:** agua hirviendo en un jarro herméticamente tapado.

Aislados: donde no hay intercambio ni de masa ni de energía del sistema al medio o viceversa. **Ejemplo:** vaso térmico.

- Según las partes visibles que lo componen

Si consideramos el sistema “agua-arena” se observa la existencia de dos partes, el agua y la arena. En cambio, en el sistema “agua”, se visualiza solamente una. Cada una de esas partes se denomina **FASES**.

Fase: es una parte del todo que presenta la misma composición y el mismo estado de agregación. Ejemplo: agua líquida.

Por lo tanto, la observación macroscópica (Figura 1. 4) nos permite otro criterio para clasificar los sistemas materiales en:

Sistema material homogéneo: aquellos que están formados por una sola fase. Posee las mismas propiedades intensivas en todos sus puntos. **Ejemplo:** agua; aire dentro de una botella etc.

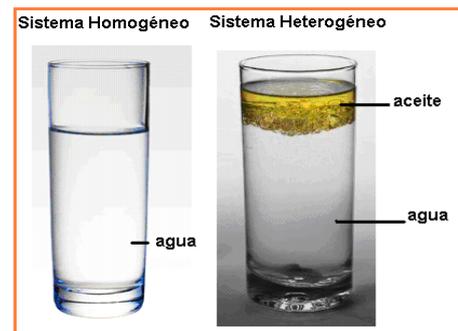


Figura 1.4. Sistemas materiales

Sistema material heterogéneo: aquellos que están formados por más de una fase. Presentan distintas propiedades intensivas en por lo menos dos puntos. **Ejemplo:** sal de cocina-arena finamente dividida, agua con cubitos de hielo etc.

Existen algunos sistemas materiales donde una sola clase de materia se presenta en los tres estados de agregación. **Ejemplo:** el sistema agua a 0° C y 1 atmósfera de presión: allí tenemos, hielo (fase sólida), agua (fase líquida) y vapor de agua (fase gaseosa). Es evidente que en este sistema hay TRES FASES y UNA SOLA CLASE DE MATERIA (1 componente), agua (Figura 1.5). Esto nos permite definir el concepto de componente como:

Componente es cada clase de materia que forma un sistema material. El número de componentes es el menor número de sustancias necesarias para definir las fases del sistema material.

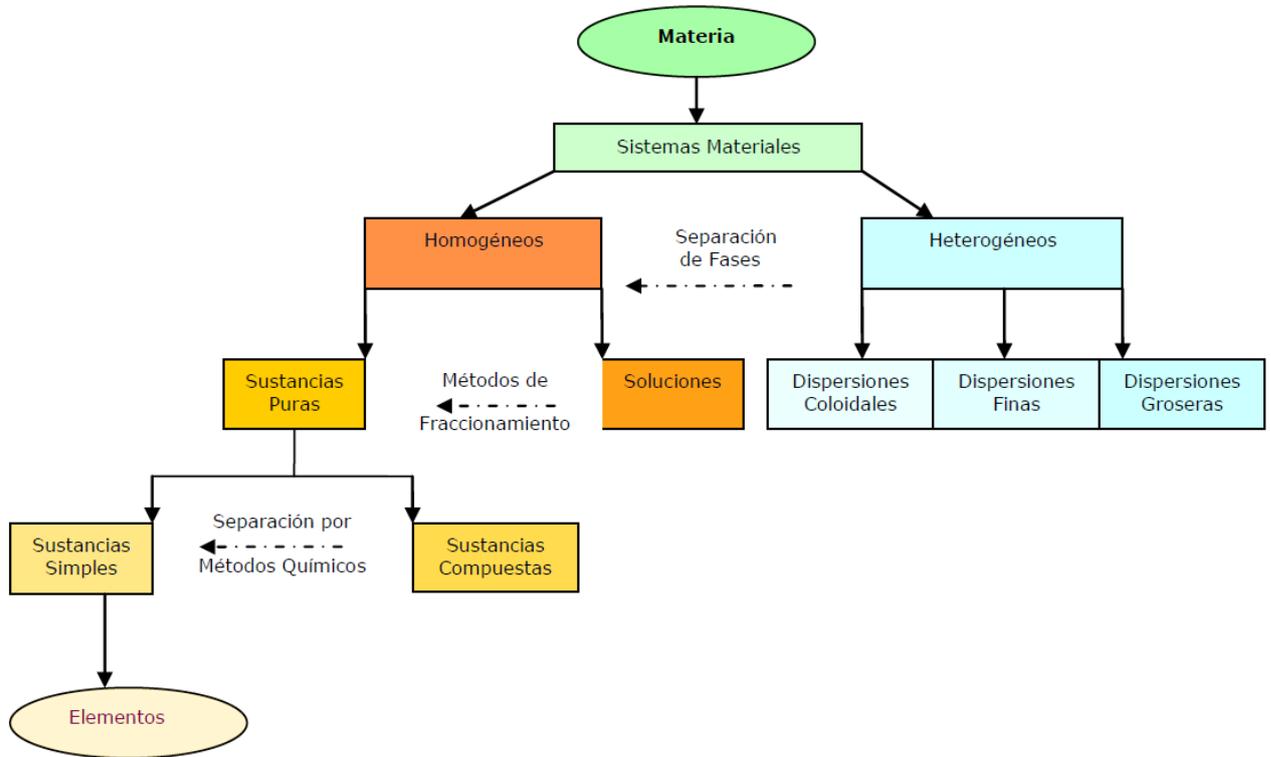


Figura 1.5. Mapa conceptual de sistemas materiales

Clasificación de las sustancias

Las sustancias puras se dividen en dos grandes grupos: simples y compuestas.

✚ Si atendemos a si pueden o no convertirse en otras sustancias, podemos decir:

Sustancia compuesta: sustancia pura que sí puede convertirse en otras sustancias más simples mediante un cambio químico.

Sustancia simple: sustancia pura que no puede descomponerse en otras más simples.

✚ Si atendemos a cómo están formadas sus partículas, podemos decir:

Sustancia compuesta: sustancia cuyas partículas están formadas por dos o más tipos de átomos, por ejemplo, H_2O y CO_2 .

Sustancia simple: sustancia cuyas partículas están formadas por un solo tipo de átomo, por ejemplo, He y O_2 .

Soluciones

Hasta ahora, hemos hablado de sustancias al estado “puro” por ejemplo, agua, etanol, cloruro de sodio, etc. Sin embargo, muy pocas veces las sustancias se encuentran como tales en la naturaleza, por lo general las encontramos mezcladas.

Las **soluciones** son mezclas homogéneas presentando propiedades uniformes en todas partes. Están formadas por dos o más sustancias puras.

Al hablar de soluciones debemos definir dos términos: disolvente y soluto.

Disolvente o solvente, la sustancia que generalmente está presente en mayor proporción en una solución, se encuentra en el mismo estado que la solución. **Soluto**, la sustancia que se disuelve en la solución.

En las soluciones que contienen agua se considera como disolvente al agua, aunque esté presente en pequeña proporción. **Ejemplo:** ácido sulfúrico al 96 % quiere decir que tiene ácido en mayor proporción que el agua sin embargo se considera como disolvente al agua.

Tipos de soluciones

En la figura 1.6 observamos un mapa conceptual con los distintos tipos de soluciones.

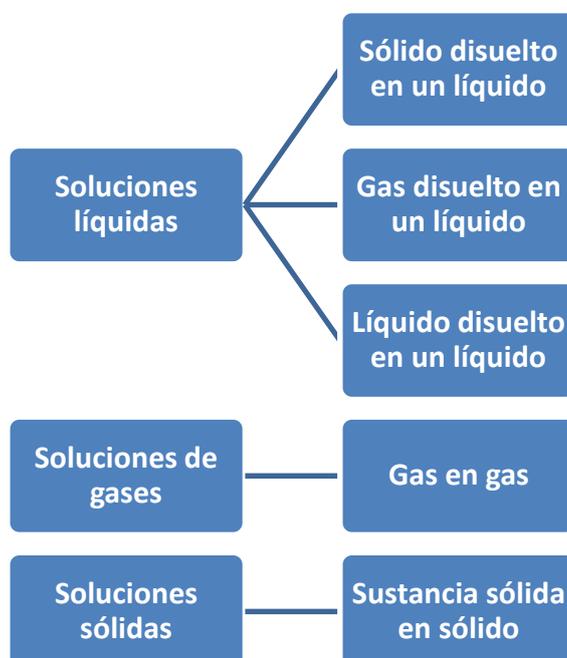


Figura 1.6. Mapa conceptual de algunos tipos de soluciones

Concentración

Cualitativamente podemos hablar de:

Soluciones saturadas: tiene tanta cantidad de soluto como es capaz de retener.

Soluciones insaturadas: cuando contiene menor cantidad de soluto de lo que corresponde a la saturación.

Soluciones sobresaturadas: cuando contiene mayor cantidad de soluto de lo que corresponde a la saturación.

También, cuando queremos hablar de las proporciones relativas de soluto y disolvente podemos encontrar los términos de:

Soluciones diluidas: cuando tiene poco soluto en solución.

Soluciones concentradas: cuando tiene mucho soluto en solución.

Estos términos tienen sentido si están relacionados ya que puedo decir que una solución de cloruro de sodio al 15 % es más concentrada que otra al 10 % y a su vez es más diluida que una solución al 20 %.

Los términos de “saturadas e insaturadas” de ninguna manera están relacionados directamente con “concentrados y diluidos”. **Ejemplo:** una solución saturada de nitrato de sodio se logra colocando 130 gramos de la sal en 100 mL de agua a una temperatura determinada. Si en lugar de colocar 130 gramos, colocamos 125 tenemos una solución insaturada sin embargo sigue siendo concentrada. Cuantitativamente al hablar de concentración nos debemos referir a *Cantidad de soluto en determinada cantidad de solución*

Unidades físicas de concentración

Porcentaje de masa de soluto en masa de solución (% P/P): por ciento peso en peso. Esta concentración nos indica los gramos de soluto que están contenidos en 100 gramos de solución.

Ejemplo: una solución de cloruro de sodio al 20 % P/P contiene 20 gramos de la sal por cada 100 gramos de solución.

Porcentaje de masa de soluto en volumen de solución (% P/V): por ciento peso en volumen. Esta concentración nos indica los gramos de soluto que están presentes en 100 mL de solución.

Ejemplo: una solución de cloruro de sodio al 20 % P/V contiene 20 gramos de la sal por cada 100 mililitros de solución.

Porcentaje de volumen de soluto en volumen de solución (% V/V): por ciento volumen en volumen. Esta concentración nos indica el volumen de soluto que está presente en 100 mL de solución.

Ejemplo: una solución de metanol al 20 % V/V en etanol, contiene 20 mililitros de metanol por cada 100 mililitros de solución.

Partes por millón, ppm: Expresa unidades de sustancia que hay por cada millón de unidades del conjunto, ppm representan diferentes equivalencias según estemos trabajando con líquidos o sólidos:

$$\text{ppm} = \text{mg/Kg} = \mu\text{g/g}$$

$$\text{ppm} = \text{mg/L} = \mu\text{g/mL}$$

En todas estas expresiones puede reemplazarse solución por disolvente obteniéndose otras formas de expresar la concentración, pero las mismas son poco utilizadas.

EJERCICIOS

- Entre las siguientes sustancias: agua, alcohol, aceite, aluminio, azúcar y sal, elige los componentes para preparar las mezclas indicadas:
 - Heterogénea:
 - Heterogénea de líquidos:
 - Homogénea de líquidos:
 - Disolución de soluto sólido y disolvente líquido:
- Dé un ejemplo de un sistema heterogéneo formado por una sola sustancia pura.
- Clasificar en soluciones y sustancias puras los siguientes sistemas homogéneos:
 - hierro
 - oxígeno
 - aire
 - agua mineral

4. Clasificar en homogéneos o heterogéneos los siguientes sistemas:
 - a) gas dentro de un cilindro
 - b) azúcar, agua y carbón
 - c) granito
 - d) agua destilada
 - e) humo
 - f) niebla
 - h) vinagre
5. Indique cuál de las opciones es la adecuada para describir un sistema formado por: vapor de agua, agua y carbón en polvo.
 - a) dos fases y tres componentes
 - b) tres fases y tres componentes
 - c) tres fases y dos componentes
 - d) dos fases y dos componentes
6. Se dispone de las siguientes sustancias: sal (NaCl), agua, vinagre, alcohol etílico, hielo seco (CO₂), un trozo de cobre y arena. Proponga sistemas que cumplan con las siguientes condiciones:
 - a) 3 fases y 3 componentes
 - b) 3 fases y 5 componentes
 - c) 2 fases y 4 componentes
7. Ud. dispone de los siguientes materiales: un trozo de madera, sal, aceite, hielo, agua, dióxido de carbono. Construya sistemas materiales con las siguientes características:
 - a) dos fases y dos componentes
 - b) dos fases y tres componentes
 - c) tres fases y cuatro componentes
 - d) dos fases y un componente
8. Determine la cantidad de soluto necesario para preparar 150 gramos de una solución al 4% P/P. (Rta: 6 g)
9. Determine la cantidad de soluto necesario para preparar 200 mL de una solución al 10% P/V. (Rta: 20 g)
10. Determine el volumen de soluto necesario para preparar 250 mL de una solución al 30% V/V. (Rta: 75 mL)
11. Determine la cantidad de soluto necesario para preparar 230 mL de una solución al 10% P/V. (Rta: 23 g)
12. ¿Cuál es el volumen de soluto necesario para preparar 1000 mL de una solución al 30% V/V? (Rta: 300 mL)

13. Determine en que volumen de solución salina al 3,5% P/V están contenidos 30 g de sal. (Rta: 857,1 mL)
14. Determine en que volumen de solución oftálmica al 0,5% V/V están contenidos 0,01mL de soluto. (Rta: 2 mL)
15. ¿En qué peso de solución de ácido nítrico al 20% P/P están contenidos 150 g del ácido puro? (Rta: 750 g)
16. En medio litro de solución salina están presentes 25,5 g de sal. Calcule la concentración de dicha solución expresada en %P/V. (Rta: 5,1 % P/V)
17. Determine la concentración % V/V de una solución alcohólica que resulta de disolver 15,5 mL de alcohol en agua. Volumen final 0,25 L de solución. (Rta: 6,2 % V/V).
18. Calcule las ppm contenidas un depósito de 3000 L de agua donde se han detectado 12 mg de sustancia radioactiva. (Rta: 0,004 mg/L o bien 0,004 ppm)

Bibliografía

- “Química”; Raymond Chang; Ed. McGraw-Hill, 10ª Edición, México, 2010.
- “Química y reactividad química”; John C. Kotz, Paul M. Treichel, Gabriela Weaver, Ed. CENGAGE Learning, 6ª Edición, México, 2008.
- “Principios de Química – Los caminos del descubrimiento”; Peter Atkins & Loretta Jones; Ed. Médica Panamericana, 3ª Edición, Buenos Aires, 2005.
- Química 10a. Ed. Kenneth Whitten, Raymond E. Davis, Larry Peck y George G. Stanley Published on Oct 22, 2014.
- “Guía de elementos de matemática, física y química”. 2012. Lic. en Enfermería. UNSL. Castro Pedro, Augsburguer Susana.

CAPÍTULO 2

ÁTOMO. ISÓTOPOS. MOLÉCULA. TABLA PERIÓDICA

El átomo como unidad de la materia. Constitución

Si analizamos una sustancia química encontramos que está formada por elementos. Así, por ejemplo, el análisis elemental de carbonato de calcio nos demuestra que está formado por carbono, oxígeno y calcio; el análisis de un carbohidrato nos demuestra que está formado por carbono, oxígeno e hidrógeno, el aire tiene nitrógeno y oxígeno; etc. Por lo tanto, los elementos son las especies más simples que constituyen la materia discontinua. La unidad más pequeña de un elemento capaz de participar en Reacciones Químicas se denomina ÁTOMO.

El átomo (Figura 2. 1) está constituido por el núcleo y la nube electrónica.

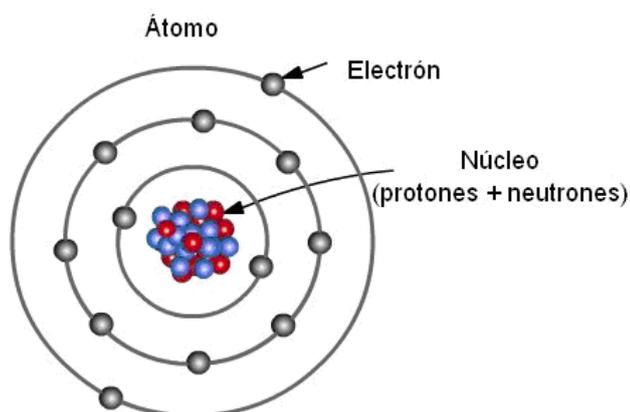


Figura 2. 1. Estructura del átomo

Núcleo atómico

El núcleo de un átomo es el responsable de sus propiedades físicas, en él se concentra la mayor parte de la masa del átomo y produce las reacciones nucleares y fenómenos de radiactividad.

El núcleo atómico contiene prácticamente toda la masa del átomo en un volumen muy pequeño. El núcleo es por lo tanto muy denso. La relación de tamaño del núcleo en relación a todo el átomo es similar a colocar una pelotita de ping-pong en el centro de una cancha de fútbol.

Está constituido por dos partículas subatómicas principales de masas semejantes, denominadas protón y neutrón:

Partícula	carga	masa (umas)	gramos
Protón (Z)	+	1,008145	$1,67 \times 10^{-24}$
Neutrón (N)	0	1,008987	$1,67 \times 10^{-24}$

La suma de protones Z y de neutrones N nos da el número másico A (número entero más aproximado a la masa atómica relativa del átomo) (Figura 2.2):

$$A = Z + N$$

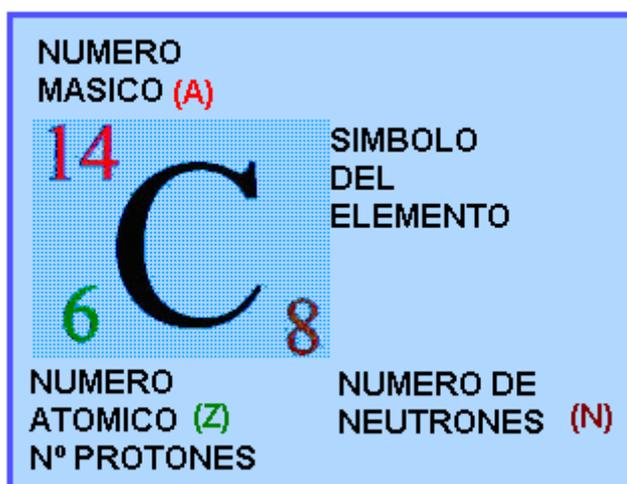


Figura 2. 2. Representación de un elemento en la tabla periódica

Los átomos de un mismo elemento pueden contener distinta cantidad de neutrones, pero siempre la misma cantidad de protones Z en su núcleo. Por lo tanto, el valor de Z, que se define como Número Atómico, es el que caracteriza a un elemento químico.

Se denominan ISOTOPOS los átomos de un mismo elemento que tienen igual Z pero distinto N y por lo tanto distinto A

Ejemplo: ^1H (protio), ^2H (deuterio), ^3H (tritio), son isótopos del hidrógeno; ^{12}C , ^{13}C y ^{14}C son isótopos del carbono; ^{235}U , ^{238}U son isótopos del uranio y ^{59}Co , ^{60}Co son isótopos del cobalto.

Existen isótopos estables y radiactivos. **Ejemplo:** cobalto entre sus isótopos tiene el ^{59}Co que es estable, mientras que el isótopo ^{60}Co es radiactivo y es utilizado en la bomba de cobalto en radioterapia contra el cáncer. El ^{131}I es un isótopo radiactivo de yodo utilizado en estudios de la glándula tiroides.

Existe un considerable número de isótopos radiactivos utilizados con fines diagnósticos y terapia en medicina.

Como vimos anteriormente el valor de Z , que se define como Número Atómico, es el que caracteriza a un elemento químico. Por lo tanto, podemos definirlo ahora de la manera siguiente:

ELEMENTO QUIMICO: especie que queda caracterizada por su número atómico Z ya sea en forma atómica o iónica.

Generalmente los Elementos Químicos son encontrados en la naturaleza como mezcla de sus isótopos estables. Así, cada vez que tengamos algún compuesto con el elemento hidrógeno como agua, hidrógeno gas, cloruro de hidrógeno, hidruro de litio, metano, etc. tendremos 99,985% de protio y 0,015% de deuterio. Tritio no se considera porque es radiactivo.

Nube electrónica

Las distintas formas de distribución de la nube electrónica, con una energía determinada, identificadas por los números cuánticos **n, l, m, s** se llaman ORBITALES ATOMICOS.

Esta nube está formada por electrones, de carga negativa y con una masa muy pequeña, que resulta ser aproximadamente 1800 veces menor que la del protón o neutrón. En la nube podemos diferenciar dos zonas:

ELECTRONES DEL CORAZON

Electrones internos

ELECTRONES DE VALENCIA

Electrones externos

Los electrones del “corazón” sólo tienen importancia en algunos fenómenos físicos, como la emisión de R_x (utilizados por ejemplo en radiografía). Los electrones de valencia son

los responsables de las uniones o combinaciones químicas, (número de oxidación) (Figura 2.3.).

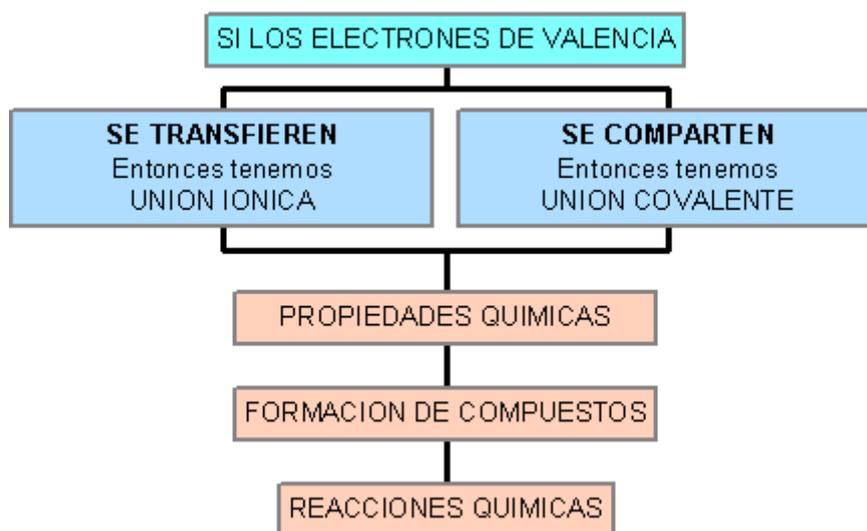


Figura 2.3. Propiedades de la nube electrónica.

Peso atómico relativo

Siendo los átomos partículas tan pequeñas, del orden de 10^{-24} gramos, (es decir, **0,00000000000000000000000001** gramos) se hace indispensable para un mejor manejo utilizar determinadas convenciones de expresión de la masa (peso), definiendo unidades de referencia y expresadas en forma relativa.

Se definió una unidad convencional, **uma** (unidad de masa atómica) como la doceava parte del átomo de carbono 12 (^{12}C)

$$1 \text{ uma} = \text{doceava parte del carbono 12 } (^{12}\text{C})$$

Si decimos que el átomo de sodio tiene un Peso Atómico Relativo de 23 umas, significa que tiene una masa 23 veces mayor que la 12 ava parte del átomo de carbono 12.

Si decimos que oxígeno tiene un Peso Atómico Relativo de 16 umas significa que tiene una masa 16 veces mayor que la 12 ava parte del carbono 12.

Para calcular el Peso Atómico de un elemento, se tiene en cuenta la abundancia relativa de sus isótopos estables en la naturaleza. Este número, calculado de esta manera, es el que aparece en la Tabla Periódica y que habitualmente utilizaremos como Peso Atómico de un elemento. Este número expresado en gramos será 1 MOL del elemento.

En la práctica, en lugar de umas utilizaremos gramos. Si se hace para todos los átomos, la relación entre ellos será la misma. Entonces, si 1 uma de hidrógeno se relaciona con 23 umas de sodio, podemos decir que 1 gramo de hidrógeno se relaciona con 23 gramos de sodio o sea que, la relación es la misma, solo cambia la cantidad de masa final.

Mol

El **mol** es la unidad con que se mide la cantidad de sustancia, una de las siete magnitudes físicas fundamentales del SI.

Dada cualquier sustancia y considerando a la vez un cierto tipo de entidades elementales que la componen, se define como un mol a la cantidad de esa sustancia que contiene tantas entidades elementales del tipo considerado, como átomos hay en 12 gramos de carbono-12.

Los Pesos Atómicos Relativos expresados en gramos se los define como 1 **mol** y contienen un número determinado de unidades denominado NUMERO DE AVOGADRO que resulta $6,023 \times 10^{23}$.

Se dispone ahora de una unidad más grande (MOL) que resulta muy útil para los químicos.

Ejemplo:

1 gramo de hidrógeno	1 mol	$6,023 \times 10^{23}$ átomos de hidrógeno
23 gramos de sodio	1 mol	$6,023 \times 10^{23}$ átomos de sodio
16 gramos de oxígeno	1 mol	$6,023 \times 10^{23}$ átomos de oxígeno

MOL es la cantidad de materia que contiene el número de Avogadro de unidades

El concepto de MOL es aplicable a cualquier tipo de especies como iones, átomos, moléculas, etc. Entonces podemos decir que:

- 1 mol de átomos de oxígeno pesan 16 gramos y contiene $6,023 \times 10^{23}$ átomos de oxígeno

- 1 mol de moléculas de oxígeno pesan 32 gramos y contienen $6,023 \times 10^{23}$ moléculas de O_2
- 1mol de iones cloruros pesan 35,45 gramos y contienen $6,023 \times 10^{23}$ iones cloruros.

Y este concepto podríamos usarlo para otras entidades así, $6,023 \times 10^{23}$ bolitas constituyen 1 mol de bolitas, o que $6,023 \times 10^{23}$ lápices constituyen 1 mol de lápices.

Molécula

LA MOLÉCULA resulta la unidad de una sustancia pura para la cual se cumplen las propiedades del todo. Así la molécula de agua será la mínima expresión que mantiene las propiedades del agua. La molécula de agua está formada por dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno de allí que su formulación sea H_2O .

Por lo tanto, se define MOLÉCULA como:

“La menor porción de sustancia que se encuentra al estado libre, es eléctricamente neutra y conserva las propiedades del todo.”

Peso molecular

El Peso Molecular de un compuesto resulta de la sumatoria de los Pesos Atómicos de los átomos constituyentes de la molécula afectados por su atomicidad. Atomicidad es el número de átomos de cada elemento presentes en la molécula.

Ejemplo: el agua cuya fórmula es H_2O tendrá un Peso Molecular igual a:

$$2 \times 1 \text{ gramo (Hidrógeno)} + 1 \times 16 \text{ gramos (Oxígeno)} = 18 \text{ gramos}$$

El concepto de MOL es utilizado en cualquier cálculo de masas en las reacciones químicas.

Ejemplo: ¿Cuántos gramos de óxido férrico se obtendrán por oxidación de 5 gramos de hierro metálico?:



Vemos que, 4 moles de hierro producen 2 moles de óxido férrico; como el peso de 1 mol de hierro es 56 gramos, entonces el peso total de hierro reaccionante es $4 \times 56 = 224$ gramos.

Para calcular el producto formado: 1 mol de óxido férrico es $2\text{Fe} + 3\text{O} = 2 \times 56 + 3 \times 16 = 160$ gramos, como tenemos 2 moles el peso total del producto es 320 gramos.

Luego aplicando regla de tres simples:

$$224\text{g Fe} \quad \text{—} \quad 320\text{ g Fe}_2\text{O}_3$$

$$5\text{g Fe} \quad \text{—} \quad X = 5\text{ g Fe} \times 320\text{ g Fe}_2\text{O}_3 / 224\text{ g Fe} = \mathbf{7,14\text{ g Fe}_2\text{O}_3}$$

Tabla periódica

Todos los elementos han sido organizados de manera de facilitar el estudio de sus propiedades y el resultado de esta organización dio origen a lo que llamamos Tabla Periódica.

La Tabla Periódica contiene información muy útil para los químicos como son Número Atómico, Pesos Atómicos Relativos, composición y estructura de los átomos, etc. A partir del conocimiento de la Tabla podremos predecir en función de la ubicación de un determinado elemento, cuáles serán sus propiedades y qué tipo de compuestos formarán; permite incluso relacionar el comportamiento de elementos vecinos.

**En la Tabla Periódica moderna, los elementos están ordenados según sus
Números Atómicos (Z) crecientes.**

Actualmente se han identificado 112 elementos a los cuales se les ha asignado un nombre y un símbolo.

Símbolos químicos. Nombre de los elementos

Los nombres de los elementos derivan generalmente de nombres griegos, latinos y franceses. A cada elemento se le asigna un símbolo que lo identifica. Los símbolos que se utilizan actualmente fueron introducidos por Berzelius en el siglo XIX.

El símbolo de cada elemento se representa con una letra mayúscula imprenta que corresponde a la primera letra de su nombre original. Cuando el nombre de dos o más elementos comienza con la misma letra, se le agrega una segunda letra minúscula que corresponde, generalmente, a la segunda letra del nombre.

Ejemplo:

Hidrógeno	H	Antimonio (<i>Stibium</i>)	Sb
Níquel	Ni	Cobre (<i>Cuprum</i>)	Cu
Nitrógeno	N	Hierro (<i>Ferrum</i>)	Fe
Silicio	Si	Plata (<i>Argentum</i>)	Ag
Aluminio	Al	Plomo (<i>Plumbum</i>)	Pb

Existen tres criterios para clasificar los elementos de la Tabla Periódica:

1. Metales, semimetales y no metales
2. Períodos y Grupos
3. Elementos representativos y elementos de transición.

Analizaremos cada uno de estos modos de clasificar los elementos.

Metales, semimetales y no metales

Si observa la Tabla Periódica, verá que está dividida por una línea escalonada que comienza en boro (B) y termina en astato (At). Los elementos que se ubican a la izquierda de esta línea se denominan metales (con excepción de hidrógeno), los de la derecha no metales y algunos de los que se encuentran a ambos lados de la línea escalonada son los llamados semimetales.

Definimos como metal a aquellos elementos que son sólidos (a excepción de mercurio que es el único metal líquido a temperatura ambiente) y que presentan propiedades características como por ejemplo ser buenos conductores del calor y la electricidad. Estas propiedades las presentan elementos como aluminio, hierro, magnesio, oro entre otros.

Todos los elementos metálicos se presentan como moléculas monoatómicas: Al, Fe, Mg, Au.

Definimos como no-metal a aquellos elementos que son malos conductores de la corriente eléctrica y del calor. A temperatura ambiente la mayoría de ellos son gases (oxígeno, nitrógeno, cloro, etc.) algunos son sólidos (azufre, fósforo, yodo, etc.) y bromo es líquido. No todos son monoatómicos: C, O₂, N₂, Cl₂, P₄

De acuerdo a esta clasificación podemos decir que:

Las propiedades metálicas de los elementos decrecen de izquierda a derecha para un período cualquiera.

Períodos y grupos

Las líneas horizontales de la Tabla Periódica son llamadas Períodos y se identifican con números arábigos del 1 al 7 (Figura 2. 4). El primer periodo está formado por 2 elementos: hidrógeno y helio; el segundo y el tercer periodo poseen 8 elementos cada uno, el cuarto tiene 18 elementos y así sucesivamente como puede comprobarse analizando la tabla.

Las columnas verticales son llamadas Grupos y los elementos que las constituyen tienen propiedades químicas similares. Los grupos se identifican con una numeración corrida del 1 al 18 según la sugerencia de la IUPAC (año 1985). Algunos grupos han recibido nombres que los caracterizan, por **Ejemplo:** los elementos del grupo 1 son los metales alcalinos: litio (Li), sodio (Na), potasio (K), rubidio (Rb), cesio (Cs) y francio (Fr).

Todos ellos son muy reactivos (reaccionan muy fácilmente con oxígeno y con el agua) y forman especies cargadas positivamente, como M^+ , cuando reaccionan con un no-metal.

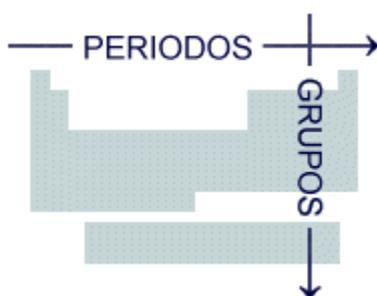


Figura 2.4. Tabla periódica, periodos y grupos.

Los miembros del grupo 2 (ver Figura 2. 5) son llamados alcalino-térreos y forman especies cargadas positivamente, como Mg^{2+} , cuando reaccionan con no metales.

Los calcógenos son los elementos del grupo 16 nombre que significa mineral dado que la mayoría de los elementos se encontraban bajo la forma de óxidos y sulfuros.

Los halógenos, elementos del grupo 17, forman moléculas diatómicas y son muy reactivos reaccionando con metales formando sales que contienen las especies cargadas negativamente X^- .

Los miembros del grupo 18 son conocidos como los gases nobles ya que poseen una muy baja reactividad y forman moléculas monoatómicas.



Importante

Los elementos de un mismo grupo presentan propiedades químicas similares

Elementos representativos elementos de transición

Llamamos elementos representativos a los elementos pertenecientes a los grupos 1, 2 y desde el 13 al 18 según la nomenclatura sugerida por IUPAC (Figura 2. 5) . Los elementos que pertenecen a los grupos 3 al 12 son llamados elementos de transición. Todos son metales.

Los elementos con $Z = 58$ al 71 y 90 al 103 se llaman lantánidos y actínidos respectivamente y constituyen los elementos de transición interna. La causa de su ubicación (debajo de la tabla) será comprendida cuando se avance en el estudio de orbitales y configuraciones electrónicas.

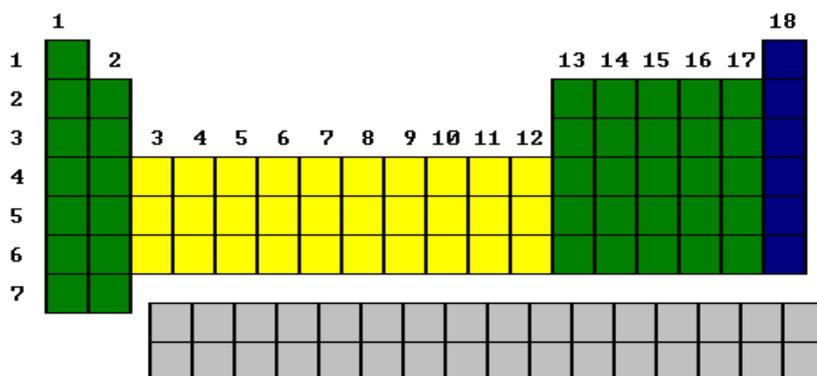


Figura 2. 5. Verde: elementos representativos; amarillo: elementos de transición; azul: gases nobles; gris: elementos de transición interna.

EJERCICIOS

- Identifique los siguientes elementos: a) ${}_{23}\text{X}$ b) ${}_{11}\text{X}$ c) ${}_{53}\text{X}$ d) ${}_{18}\text{X}$
- Calcule el número de protones, neutrones y electrones:

a) ^{238}Pu b) ^{65}Cu c) ^{52}Cr d) ^4He e) Mg^{2+} f) S^{2-} g) ^{13}C

3. Calcule el número de protones y electrones presentes en el núcleo de los siguientes iones:

a) Cl^- b) Mg^{2+} c) S^{2-} d) Co^{2+}

4. Calcular el peso molecular de:

a) hidróxido de calcio $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (Rta: 74,1 g/mol)

b) bicarbonato de sodio NaHCO_3 (Rta: 84 g/mol)

5. Calcule cuántos moles hay en un trozo de hierro de 5 gramos. (Rta: 0,09 moles)

6. Calcule la masa en una muestra de 2,5 moles de benceno (C_6H_6). (Rta: 195 g)

7. El peso atómico del potasio es de 39,10 g. ¿Cuántos moles hay contenidos en 14,71 g de dicho elemento? (Rta: 0,37 moles)

8. ¿Cuántos gramos de ácido sulfúrico, H_2SO_4 , contendrán 6 moles? (Rta: 588 g)

9. ¿Cuál es el peso en gramos de 3,2 moles de gas propano (C_3H_8)? (Rta: 140,8 g)

10. Utilizando la Tabla Periódica, busque y escriba los números atómicos de:

hidrógeno	helio	litio	sodio
aluminio	flúor	bromo	hierro

11. Consultando la Tabla Periódica escriba el símbolo correspondiente a los siguientes elementos:

potasio	magnesio	nitrógeno
helio	cobalto	aluminio

12. Indicar símbolo y nombre para los elementos cuyos números atómicos figuran a continuación:

21 56 87 26 61 12

13. Complete la siguiente tabla

NOMBRE DEL ELEMENTO	SÍMBOLO	GRUPO	PERIODO	METAL/NO METAL?
	Na			
	K			
Fósforo				
Antimonio				
	Ba			
Aluminio				
Uranio				

14. Escriba los símbolos/nombre de los siguientes elementos:

Ca

iodo

S

plomo

H

estroncio

Cr

bismuto

Hg

fósforo

Bibliografía

- “Química”; Raymond Chang; Ed. McGraw-Hill, 10ª Edición, México, 2010.
- “Química y reactividad química”; John C. Kotz, Paul M. Treichel, Gabriela Weaver, Ed. CENGAGE Learning, 6ª Edición, México, 2008.
- “Principios de Química – Los caminos del descubrimiento”; Peter Atkins & Loretta Jones; Ed. Médica Panamericana, 3ª Edición, Buenos Aires, 2005.

CAPÍTULO 3

COMPUESTOS INORGÁNICOS: NOMENCLATURA

LOS COMPUESTOS INORGÁNICOS

Uniones químicas

En el capítulo anterior tratamos la idea del átomo y concluimos que el núcleo es el responsable del comportamiento físico del mismo, mientras que los electrones de valencia (electrones externos) tienen que ver con su comportamiento químico.

En este módulo estudiaremos cómo los átomos “interaccionan” entre sí para formar agrupaciones llamadas moléculas, es decir analizaremos la naturaleza de la unión química y su relación con la nube electrónica externa de los átomos (responsable directa de la unión entre ellos).

Cabría formularse una pregunta: ¿Por qué se unen los átomos entre sí?

Diremos que lo hacen “porque les conviene” dado que logran una situación de mínima energía (más estable); en otras palabras, cuando dos átomos se unen para formar un enlace, se libera cierta cantidad de energía llamada energía de enlace. Esto significa que tenemos un nuevo sistema más estable que el que corresponde para los átomos separados. Si quisiéramos destruir este sistema, deberíamos suministrarle exactamente la misma cantidad de energía que se requirió para formarlo.

Los átomos se enlazan entre sí formando una gran diversidad de sustancias. Dichas sustancias poseen diferentes propiedades, que dependen, en parte, de las diferentes maneras en que se enlazan los átomos. Los enlaces permiten agrupar las sustancias en covalentes, iónicas o metálicas. Además de las uniones químicas entre átomos también existen fuerzas intermoleculares, que como su nombre lo indica, mantienen unidas las moléculas.

TEORIA DEL OCTETO

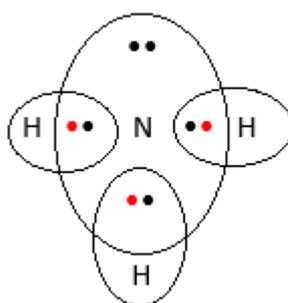
Se denomina enlace químico a la fuerza que mantiene unidos a los átomos o a los iones formando las distintas sustancias. A principios del siglo XX, se consideraba que los gases nobles se diferenciaban del resto por que no formaban compuestos. Luego se relacionó la baja reactividad de dichos gases con la estructura electrónica de sus átomos llegando a la conclusión de que debido a su estructura estable los átomos de los gases nobles no se unen a otros átomos y forman moléculas monoatómicas.

Sobre estas ideas se propuso la “teoría del Octeto” en la que se establece que en las uniones químicas entre los átomos intervienen los electrones de la capa externa (electrones de valencia).

Cuando un compuesto se forma por enlace covalente los átomos comparten electrones de tal forma que cada uno de ellos posea 8 electrones en su nivel más externo (salvo hidrógeno que debe completar 2 electrones) y se asemejen al gas noble más cercano (Teoría del Octeto). Estos compuestos no se disocian en iones. Todos los gases nobles, salvo el Helio (dos electrones), tienen en su capa más externa ocho electrones.

Todos los átomos manifiestan tendencia a completar un octeto de electrones en su nivel más externo, como el gas noble más próximo, situación que los torna sumamente estables

Ejemplo:



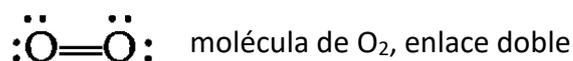
Amoníaco (NH₃)

Si buscan en la tabla periódica nitrógeno se encuentra en el Grupo 5 por lo tanto, tiene 5 electrones en su capa más externa, el hidrógeno posee 1 electrón. Obsérvese que,

una vez que forman la molécula de amoníaco, nitrógeno completa 8 electrones y cada átomo de hidrógeno completa 2 electrones (RECUERDEN: Hidrógeno es el único átomo que debe completar sólo 2 electrones).

En esta unión existen únicamente enlaces simples (un solo par de electrones compartidos). También existen enlaces dobles, en los cuales se comparten dos pares de electrones y enlaces triples que corresponden a tres pares de electrones compartidos.

Ejemplo:



En compuestos orgánicos y biológicos como alcoholes, aminoácidos, proteínas, aceites, grasas y muchas otras sustancias aparecen los dobles y triples enlaces.

Enlace iónico

El **enlace iónico** se produce cuando átomos de elementos metálicos (especialmente los situados más a la izquierda en la tabla periódica, grupos 1 y 2) se encuentran o forman un compuesto con átomos no metálicos (los elementos situados a la derecha en la tabla periódica, especialmente nitrógeno, oxígeno y elementos del grupo 17 (Halógenos)). Los átomos del metal ceden electrones a los átomos del no metal, transformándose en iones positivos y negativos, respectivamente. Al formarse iones de carga opuesta éstos se atraen por fuerzas eléctricas intensas, quedando fuertemente unidos y dando lugar a un compuesto iónico. Estas fuerzas eléctricas atractivas se denominan “enlaces iónicos”.

ENLACE IÓNICO cuando hay TRANSFERENCIA DE ELECTRONES

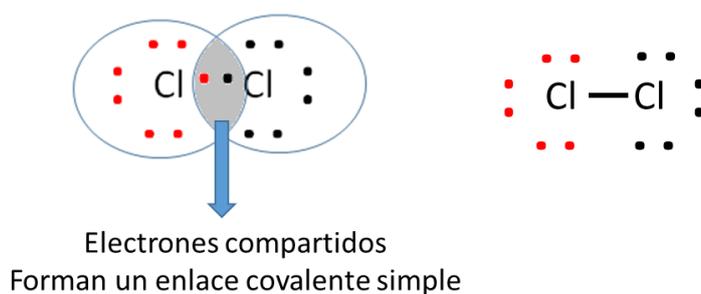
Enlace covalente

Los **enlaces covalentes** son las fuerzas que mantienen unidos entre sí a los átomos no metálicos (elementos situados a la derecha en la tabla periódica). Estos átomos tienen muchos electrones en su nivel más externo y tienen tendencia a ganar electrones más que a

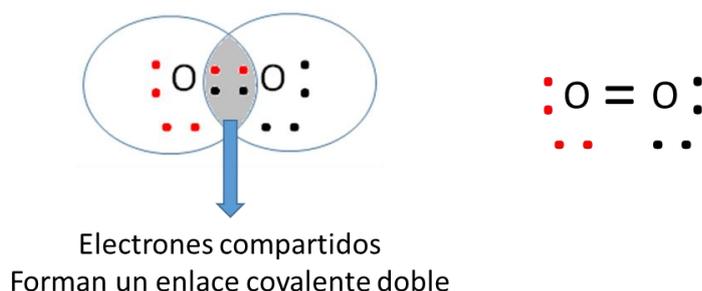
cederlos, para adquirir la estabilidad de la estructura electrónica de gas noble (octeto). Por tanto, los átomos no metálicos no pueden cederse electrones entre sí para formar iones de signo opuesto. En este caso el enlace se forma al compartir un par de electrones entre los dos átomos, uno procedente de cada átomo. El par de electrones compartido es común a los dos átomos y los mantiene unidos, de manera que ambos adquieren la estructura electrónica de gas noble. De esta forma se van formando las moléculas.

Ejemplo:

El gas cloro (Cl_2), está formado por moléculas en las que dos átomos de cloro se hallan unidos por un enlace covalente simple, comparten un par de electrones, uno de cada átomo de cloro.

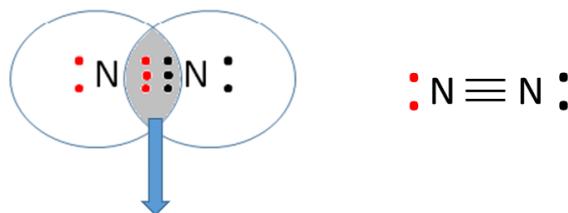


Un enlace covalente doble es aquel donde se comparten dos pares de electrones. Por ejemplo, la molécula de oxígeno (O_2) donde cada átomo de oxígeno posee 6 electrones de valencia y deben “compartir” 4 electrones, 2 de cada átomo. De ésta manera, cada átomo de oxígeno completa la regla del octeto.



Y así, también tenemos el enlace triple, como es el caso de la molécula de nitrógeno, donde 2 átomos de nitrógeno se unen compartiendo 3 pares de electrones, dado que cada

uno posee 5 electrones en su capa más externa y ambos necesitan 3 electrones más para completar el octeto.

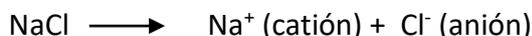


Electrones compartidos
Forman un enlace covalente triple

ENLACE COVALENTE cuando se COMPARTEN ELECTRONES

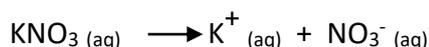
Aniones y cationes

Cuando un compuesto se forma por enlace iónico puede dissociarse en especies cargadas denominadas iones. Los iones positivos se denominan cationes y los negativos aniones. Si pudiéramos ver la estructura del cloruro de sodio no vemos átomos sino una sucesión alternada de cationes sodio y de aniones cloruros.



Aquí sodio le transfiere un electrón (carga negativa) al cloro y por lo tanto al perder éste electrón, queda con carga positiva (catión), mientras que el cloro ha ganado un electrón y queda con carga negativa (anión). Ambos iones adoptan la configuración de octeto completo del gas noble más cercano.

Estos compuestos iónicos son solubles en agua y pueden representarse por equilibrios de disociación.



(aq) : significa "medio acuoso"

¿Por qué algunos átomos se unen por unión iónica y otros por unión covalente? Esto puede determinarse por el concepto de **Electronegatividad** que se define como **la capacidad relativa que tiene un átomo para atraer los electrones de una unión química**. Los átomos más electronegativos tienen tendencia a atraer o ganar electrones y los menos electronegativos tienen tendencia a ceder o perder electrones.

¿Cómo se mide esta tendencia? Pauling en 1930 propuso una escala arbitraria en la que adjudica valor 4 para el elemento flúor (el más electronegativo) y los demás se establecen respecto a este elemento (Figura 3.1) Observando la tabla periódica, podemos ver que la electronegatividad aumenta de izquierda a derecha y de abajo hacia arriba hasta flúor con máxima electronegatividad.

Cuanto mayor sea la diferencia de electronegatividad entre dos elementos, más tendencia a dar unión iónica (donde un átomo “pierde” electrones y el otro átomo “gana” esos electrones). Esa diferencia debe ser mayor o igual a 1,8. Y si las electronegatividades son semejantes tendrán tendencia a dar unión covalente (los electrones se comparten).

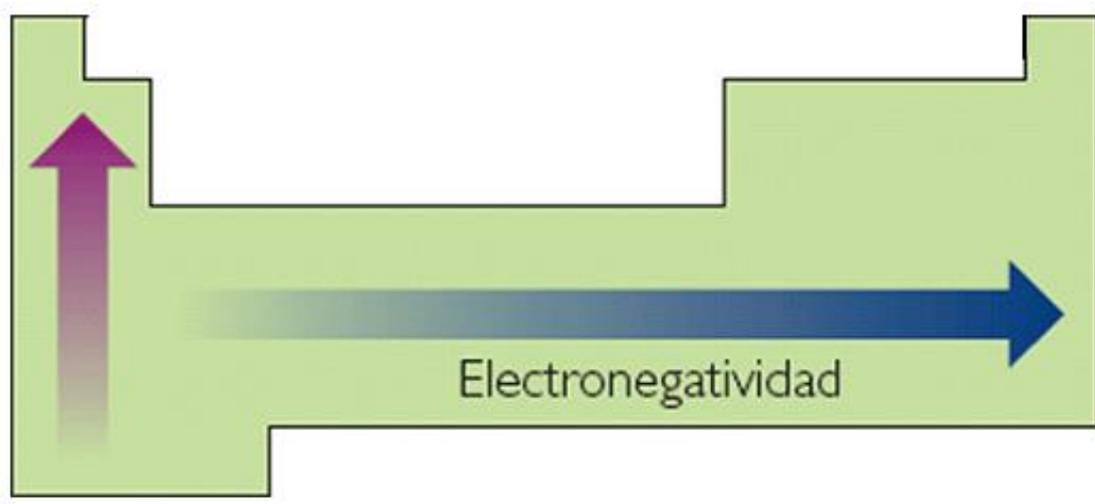
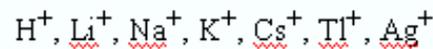


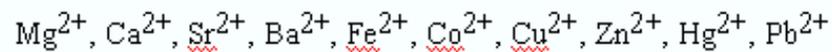
Figura 3. 1. Dirección de aumento de la electronegatividad en la tabla periódica.

Los elementos metálicos tienen tendencia a perder sus electrones más externos para formar iones con carga positiva llamados **cationes**. Los elementos no metálicos tienen tendencia a ganar electrones y así, formar iones con carga negativa llamados **aniones** Algunos de ellos se muestran a continuación:

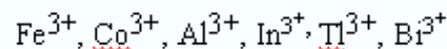
* Monovalentes (pierden 1 electrón)



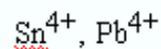
* Divalentes (pierden 2 electrones)



* Trivalentes (pierden 3 electrones)



* Tetravalentes (pierden 4 electrones)



* Haluros: F^- , Cl^- , Br^- , I^-

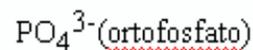
* Calcogenuros: O^{2-} , S^{2-}

* Otros: H^- (hidruro), N^{3-} (nitruro)

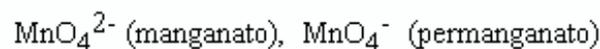
* Oxoaniones

-Monovalentes: NO_3^- (nitrato), NO_2^- (nitrito),

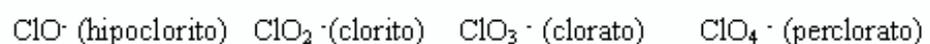
-Polivalentes: CO_3^{2-} (carbonato)



* Oxometalatos



* Oxoaniones de los halógenos



Idem para bromo y yodo

Número de oxidación

El número de oxidación es un número entero que representa el número de electrones que un átomo pone en juego cuando forma un compuesto determinado. Sus valores se encuentran entre -4 y +7.

El número de oxidación es positivo si el átomo pierde electrones, o los comparte con un átomo más electronegativo que tenga tendencia a captarlos. Y será negativo cuando el átomo gane electrones, o los comparta con un átomo que tenga tendencia a cederlos (menos electronegativo o más electropositivo).

Existen elementos que pueden presentar más de un número de oxidación positivo o negativo; esto dependerá de la electronegatividad del elemento al cual esté unido.

Ejemplo: en el caso de cloro para dos compuestos diferentes como HCl y Cl₂O

HCl (cloruro de hidrógeno). Cloro presenta mayor electronegatividad que hidrógeno, por lo tanto, su número de oxidación será (-1).

Cl₂O (anhídrido hipocloroso). En este caso como oxígeno es más electronegativo que cloro (ver tabla periódica), entonces este último tendrá en este compuesto número de oxidación (+1).

Reglas para la asignación de Números de Oxidación

A veces la asignación de números de oxidación puede ser difícil, por lo que aplicaremos un conjunto de reglas para establecer con facilidad los números de oxidación de los distintos elementos en compuestos.

1. A los elementos y sustancias elementales LIBRES se les asigna número de oxidación cero (0). **Ejemplo:** metales como Fe, Li, Na, Al; no metales O₂, Cl₂, N₂; gases nobles como He, Ar.

2. a) Para compuestos neutros, la suma algebraica de los números de oxidación de los elementos involucrados, multiplicados por el número de cada átomo que constituye la molécula debe ser igual a **cero (PRINCIPIO DE NEUTRALIDAD)**

b) Para iones, la suma algebraica de los números de oxidación de los elementos involucrados, multiplicados por el número de cada átomo debe ser igual a la carga neta del ion.

3. El número de oxidación del hidrógeno combinado es +1 (H_2O , HF, HCl, HNO_3 , H_2SO_4) excepto en los hidruros metálicos, donde su número de oxidación es -1 (LiH, CaH_2 , AlH_3)

4. El número de oxidación del oxígeno combinado es -2 (H_2O ; MgO, SO_2 , NaOH), excepto en los peróxidos, donde su número de oxidación es -1 (agua oxigenada o peróxido de hidrógeno: H_2O_2).

5. Los elementos del grupo 1 de la tabla periódica presentan en todos sus compuestos número de oxidación +1. **Ejemplo:** NaBr, CsCl, K_2SO_4 .

6. Los elementos del grupo 2 de la tabla periódica presentan en todos sus compuestos número de oxidación +2. **Ejemplo:** CaO, BaSO_4 , SrO.

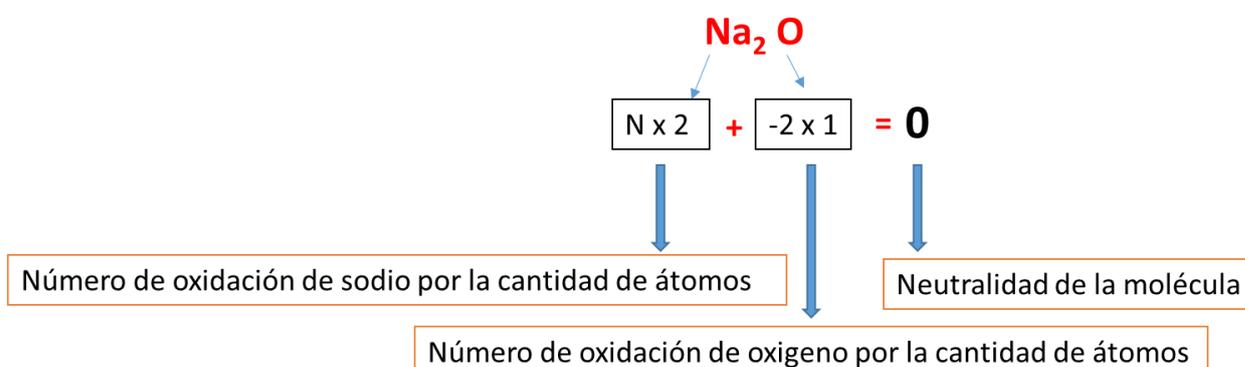
7. Los elementos del grupo 17 (halógenos) presentan números de oxidación -1, +1, +3, +5 y +7 con excepción del elemento flúor que presenta únicamente número de oxidación -1.

A continuación, aplicaremos las reglas para asignar números de oxidación:

1. Na_2O (óxido de sodio)

Según la regla 4, el número de oxidación para oxígeno es -2.

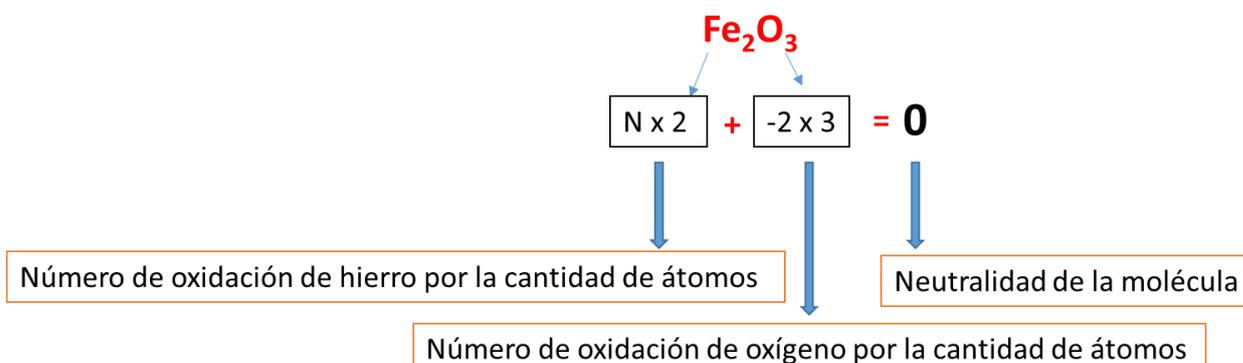
Principio de Neutralidad: la suma total debe ser cero, por lo tanto:



Despejando N de la ecuación: **El número de oxidación de sodio es +1**

2. Fe₂O₃ (óxido férrico)

Según la regla 4, el número de oxidación para oxígeno es -2.



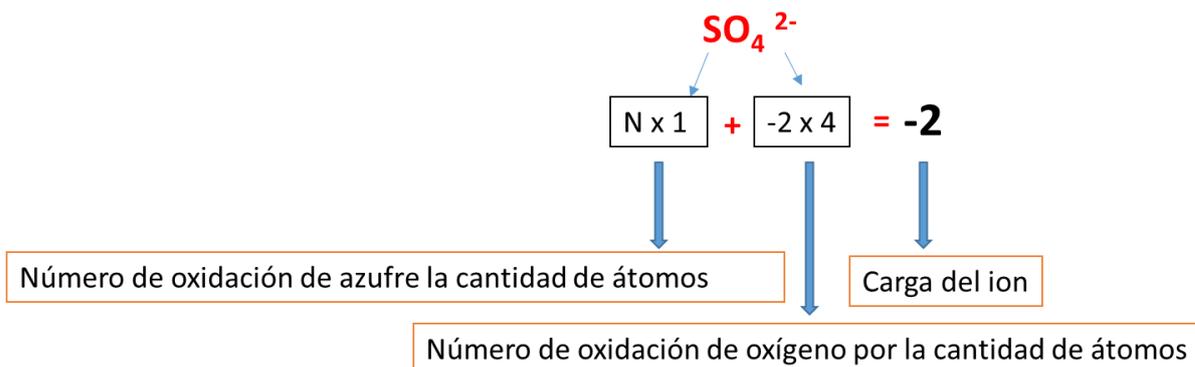
Principio de neutralidad: la suma total debe ser cero, entonces:

Despejando N de la ecuación: **El número de oxidación de hierro es +3**

3. SO₄²⁻ (anión sulfato)

Según la regla 4, el número de oxidación de oxígeno es -2.

Según la regla 2b para iones, la suma total debe ser -2, entonces:



Despejando N de la ecuación: **El número de oxidación de azufre es +6**

La comprensión del concepto de número de oxidación y la forma de asignarlos en los distintos casos es fundamental para la formulación de compuestos.

FORMULACION DE COMPUESTOS INORGÁNICOS

En general, hay dos tipos de enlace químico que mantienen juntos los átomos en un compuesto. Los enlaces covalentes que implican una compartición de electrones entre los átomos, dan lugar a compuestos moleculares. Los enlaces iónicos que implican una transferencia de electrones de un átomo a otro, dan lugar a los compuestos iónicos. A los efectos de nombrar la gran variedad de compuestos químicos inorgánicos, es necesario agruparlos en categorías de compuestos. Una de ellas los clasifica de acuerdo al número de elementos distintos que forman el compuesto, distinguiéndose así: los compuestos binarios, compuestos ternarios y cuaternarios.

La fórmula química es la representación de los elementos que forman un compuesto y la proporción en que se encuentran, o del número de átomos que forman una molécula. Para escribir las fórmulas químicas de todos los compuestos anteriores utilizaremos el método del número de oxidación cruzado. Es importante aclarar que las fórmulas por sí mismas, no dan información sobre la naturaleza de las interacciones que mantienen unidos a los elementos, y sólo nos brindan la relación mínima entre ellos. Cada tipo de compuesto tiene reglas de nomenclatura particulares.

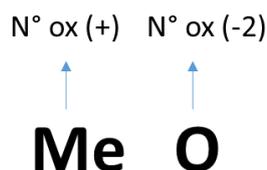
COMPUESTOS BINARIOS

Llamamos compuestos binarios a aquellos formados por átomos de dos elementos distintos.

OXIDOS

Óxidos básicos

Su fórmula contiene metal y oxígeno.



Se coloca primero el metal porque es más electropositivo que el oxígeno, por ejemplo: K_2O

Formulación y nomenclatura

Aplicando el método del número de oxidación cruzado en la formulación de compuestos binarios debemos deducir primero qué elementos lo constituyen conociendo el nombre del compuesto.

Se nombran de la manera siguiente:

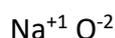
a) Si el metal tiene **un solo número de oxidación** se denominan **óxido de + nombre del metal**

Ejemplo: óxido de sodio, óxido de calcio, óxido de aluminio.

Ejemplo: para óxido de sodio, como su nombre lo indica, está constituido por oxígeno y sodio. Escribimos los símbolos de los elementos



le colocamos a cada uno el respectivo número de oxidación



el paso siguiente consiste en colocar como subíndice de cada átomo el número de oxidación del otro sin carga



cuando aparece el subíndice 1 se debe omitir, en consecuencia, la fórmula química que representa al compuesto óxido de sodio es:



Evidentemente utilizando este tipo de formulación, expresamos la electroneutralidad del compuesto ya que $2 \times (+1) + 1 \times (-2) = 0$ (principio de neutralidad).

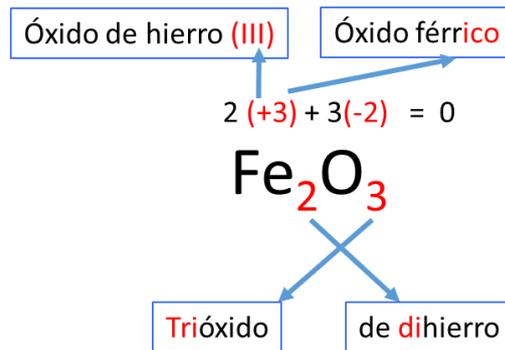
b) Si el metal tiene **dos números de oxidación** hay tres formas posibles de nombrarlos:

- **Tradicional:** "óxido + nombre del metal" se le coloca la terminación **oso** para el menor número de oxidación e **ico** para el mayor estado de oxidación. **Ejemplo:** óxido ferroso y óxido férrico.

- **Stokes o moderna:** “óxido de + nombre del metal” y entre paréntesis y números romanos al número de oxidación del metal. **Ejemplo:** óxido de hierro (II) y óxido de hierro (III).

- **Estequiométrica:** de acuerdo a los subíndices con prefijos griegos mono, bi, tri, tetra, penta, etc.. **Ejemplo:** monóxido de hierro y trióxido de dihierro.

Ejemplo: óxido de hierro (III).

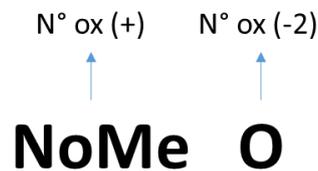


Para éste compuesto vemos las tres nomenclaturas:

- **Óxido férrico:** (terminación **ico**) porque hierro actúa con el mayor número de oxidación.
- **Óxido de hierro (III):** el número (III) indica el número de oxidación del metal.
- **Trióxido de dihierro:** los prefijos se utilizan para indicar la cantidad de cada clase de átomo que conforman la molécula.

Óxidos ácidos (anhídridos)

Su fórmula contiene no metal + oxígeno.



Se coloca primero el no metal porque es más electropositivo que el oxígeno, por ejemplo: CO_2

Formulación y nomenclatura

Para construir la fórmula se hace de la misma manera que los óxidos básicos y se nombran de la siguiente manera:

a) Si el no metal tiene **un solo número de oxidación (ejemplo Boro +3)** se denomina “anhídrido del nombre del no metal terminado en **ico**”. **Ejemplo:** B_2O_3 , anhídrido bórico. Este compuesto puede nombrarse también con prefijos griegos: trióxido de diboro.

b) Si el no metal tiene **dos números de oxidación (ejemplo azufre +4 y +6)** hay tres formas posibles de nombrarlos:

- **Tradicional**, se nombran como anhídridos. Terminación **oso** para el menor número de oxidación e **ico** para el mayor estado de oxidación. **Ejemplo:** SO_2 , anhídrido sulfuroso y SO_3 , anhídrido sulfúrico.

- **Stokes**, es poco usada en anhídridos.

- **Estequiométrica**, de acuerdo a los subíndices con prefijos griegos mono, bi, tri, tetra, penta, etc. **Ejemplo:** dióxido de azufre y trióxido de azufre.

1. Si el no metal tiene **más de dos números de oxidación** (caso de los halógenos cloro, bromo, yodo) se usan los términos **hipo** (para el menor estado de oxidación) y **per** (para el mayor estado de oxidación).

Ejemplo: para los anhídridos de cloro los nombres correspondientes son:

- anhídrido hipocloroso (número de oxidación de cloro +1), Cl_2O
- anhídrido cloroso (número de oxidación de cloro +3), Cl_2O_3
- anhídrido clórico (número de oxidación de cloro +5), Cl_2O_5
- anhídrido perclórico (número de oxidación de cloro +7), Cl_2O_7

También pueden denominarse por la forma de subíndices: monóxido de dicloro, trióxido de dicloro, pentóxido de dicloro y heptóxido de dicloro, respectivamente.

Excepciones (Cromo y Manganeseo)

Cromo: el cromo posee tres números de oxidación: +2, +3 y +6.

Con **+2 y +3** se comporta como metal (formando óxidos básicos y luego sus hidróxidos correspondientes):

CrO (óxido cromoso, óxido de cromo (II) o monóxido de cromo)

Cr₂O₃ (óxido crómico, óxido de cromo (III) o trióxido de dicromo)

Con número de oxidación **+6** se comporta como no metal, formando el anhídrido crómico, CrO₃.

Manganeso: manganeso posee cinco números de oxidación: +2, +3, +4, +6, +7.

Con **+2 y +3** se comporta como metal (formando óxidos básicos y luego sus hidróxidos correspondientes): MnO (óxido manganeso, óxido de manganeso (II), monóxido de manganeso); Mn₃O₂ (óxido mangánico, óxido de manganeso (III), dióxido de trimanganeso)

Con número de oxidación **+4** se comporta como anfótero y solo forma el dióxido de manganeso MnO₂.

Con **+6 y +7** se comporta como no metal formando anhídridos:

MnO₃ (anhídrido mangánico, óxido de manganeso (VI), trióxido de manganeso).

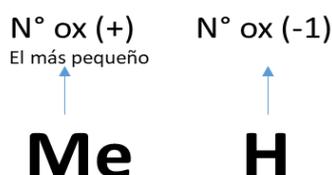
Terminación **ico** porque es un número de oxidación grande.

Mn₂O₇ (anhídrido permangánico, óxido de manganeso (VII) y heptóxido de dimanganeso). **Per.....ico** porque es el mayor de los números de oxidación.

HIDRUIROS

Hidruros metálicos

Su fórmula contiene metal + hidrógeno.



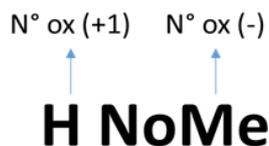
Se coloca primero el metal porque es más electropositivo, por ejemplo: **FeH₂**

Formulación y nomenclatura

El metal se combina con el hidrógeno. Es el único caso en que el hidrógeno actúa número de oxidación -1 . El metal forma hidruros sólo con su número de oxidación más pequeño. Por lo tanto, sólo hay una nomenclatura. Se denominan **hidruro de + nombre del metal**. **Ejemplo:** hidruro de litio $\text{Li}^{+1} \text{H}^{-1}$. Si aplicamos la regla de números de oxidación cruzada, queda formulado: **LiH**

Hidruros no metálicos

Su fórmula contiene hidrógeno + no metal.



En este caso se coloca primero el hidrógeno porque es más electropositivo que el no metal, por ejemplo: H_2S

Formulación y nomenclatura

El no metal utiliza su número de oxidación más pequeño y negativo. El hidrógeno tiene número de oxidación +1. Se denominan **no metal +uro de hidrógeno (g)**. Se coloca entre paréntesis g (g), que significa que se encuentra en estado gaseoso.

Ejemplo: sulfuro de hidrógeno $\text{H}^{+1} \text{S}^{-2}$

entonces su fórmula es: $\text{H}_2\text{S}(\text{g})$

Ejemplo: cloruro de hidrógeno $\text{H}^{+1} \text{Cl}^{-1}$

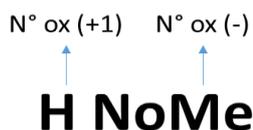
entonces su fórmula es: $\text{HCl}(\text{g})$

Excepciones: existen compuestos que no siguen estas reglas para su nomenclatura. Y es importante que sepan su nombre y formulación.

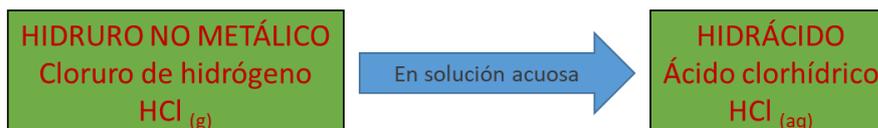
- H_2O : agua
- NH_3 : amoníaco
- PH_3 : fosfina
- SbH_3 : estibina
- CH_4 : metano
- SiH_4 : silano

ÁCIDOS HIDRÁCIDOS

Su fórmula contiene hidrógeno + no metal.



Son los hidruros no metálicos disueltos en agua, tienen la misma fórmula, pero se encuentran en estado acuoso (aq). Si la fórmula no especifica en qué estado se encuentra, se sobreentiende que está al estado acuoso.



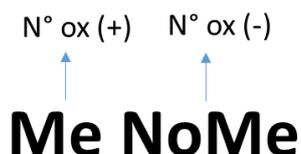
Formulación y nomenclatura

Los ácidos hidrácidos se forman a partir de los hidruros no metálicos de los elementos del grupo 17 o el azufre, al disolverse en agua, ya que en ese momento los mismos presentan propiedades ácidas, se denominan “**ácido** no metal-**hídrico**” como se ejemplifican a continuación:

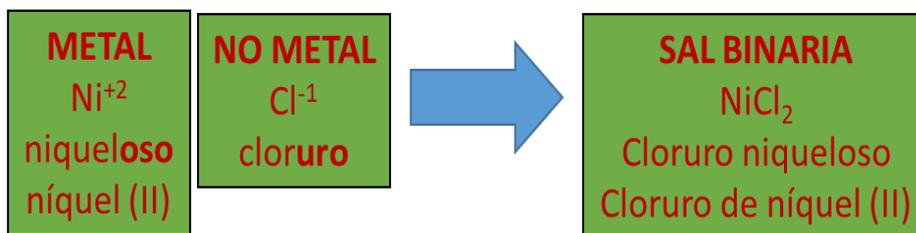
HIDRUROS NO METÁLICOS	ÁCIDOS HIDRACIDOS
Fluoruro de hidrógeno $\text{HF}_{(g)}$	ácido fluorhídrico $\text{HF}_{(aq)}$ o HF
Cloruro de hidrógeno $\text{HCl}_{(g)}$	ácido clorhídrico $\text{HCl}_{(aq)}$ o HCl
Bromuro de hidrógeno $\text{HBr}_{(g)}$	ácido bromhídrico $\text{HBr}_{(aq)}$ o HBr
Yoduro de hidrógeno $\text{HI}_{(g)}$	ácido yodhídrico $\text{HI}_{(aq)}$ o HI
Sulfuro de hidrógeno $\text{H}_2\text{S}_{(g)}$	ácido sulfhídrico $\text{H}_2\text{S}_{(aq)}$ o H_2S

SALES BINARIAS

Su fórmula contiene metal + no metal.



El metal con cualquiera de sus números de oxidación (recordemos que, los metales sólo tienen números de oxidación positivos) y el no metal con su número de oxidación negativo.



Formulación y nomenclatura

Las sales binarias se forman con un metal y el anión del ácido hidrácido (anión es cuando el ácido pierde los hidrógenos ácidos y queda con tantas cargas negativas como hidrógenos haya perdido). Se nombran siempre con la terminación "uro". Así, tenemos F^{-} (fluoruro), Cl^{-} (cloruro), Br^{-} (bromuro), I^{-} (ioduro), S^{-2} (sulfuro).

- **Tradicional**, no metal **uro** + nombre del metal con terminación **oso** para el menor número de oxidación o **ico** para el mayor número estado de oxidación. **Ejemplo:** cloruro ferroso ($FeCl_2$) y cloruro férrico ($FeCl_3$), para hierro con +2 y +3 respectivamente.
- **Stokes o moderna**, no metal **uro** + nombre del metal y entre paréntesis y números romanos al número de oxidación del metal. **Ejemplo:** cloruro de hierro (II) y cloruro de hierro (III).

Ejemplo: cloruro de bario (como bario tiene un solo número de oxidación, no se debe aclarar, porque es algo que se sobreentiende)



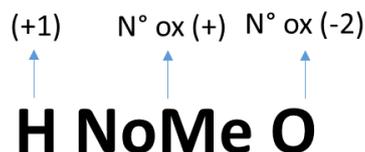
Ejemplo:

- CuI ioduro cuproso o ioduro de cobre (I)
- CuI_2 ioduro cúprico o ioduro de cobre (II)

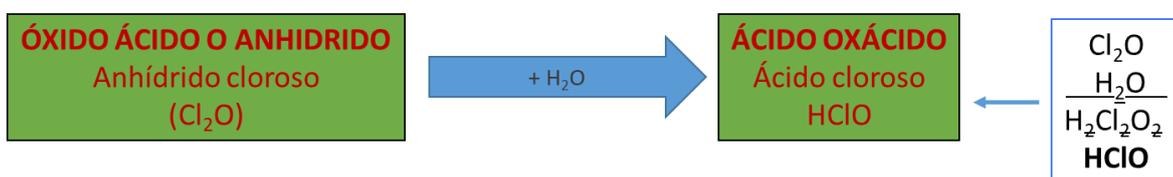
COMPUESTOS TERNARIOS

ÁCIDOS OXÁCIDOS

Su fórmula contiene hidrógeno, no metal y oxígeno.



Se obtiene de la suma de un anhídrido más agua:

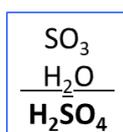


Formulación y escritura

Para formar estos compuestos se suma el anhídrido más agua y se cambia la palabra anhídrido por ácido.

Ejemplo: ácido sulfúrico

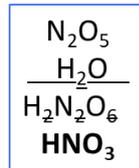
Primero, formulamos el anhídrido sulfúrico (SO_3), luego le sumamos una molécula de agua. Por último, si se puede se simplifica, siempre teniendo en cuenta que se deben simplificar los tres elementos que intervienen en la fórmula.



Entonces el ácido sulfúrico queda formulado: H_2SO_4

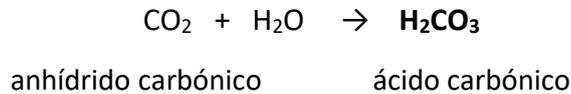
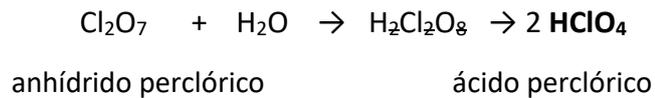
Ejemplo: ácido nítrico

Formulamos el anhídrido nítrico (N_2O_5), le sumamos una molécula de agua y si se puede se simplifica.



Entonces el ácido nítrico queda formulado: **HNO_3** .

Otra manera de obtener la fórmula es escribiendo la ecuación correspondiente al anhídrido + agua.



Excepciones:

1. **Cromo:** el cromo como no metal forma el anhídrido crómico CrO_3 , el cual puede formar dos ácidos.

- **Ácido crómico:** una molécula de anhídrido + una molécula de agua

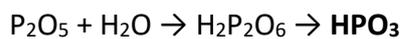


- **Ácido dicrómico:** dos moléculas de anhídrido + una molécula de agua

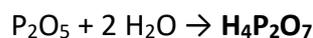


2. **Fósforo:** vamos a ver el ejemplo del anhídrido fosfórico P_2O_5 . Puede formar tres ácidos distintos, de acuerdo a la cantidad de moléculas de agua que se sumen, así tenemos:

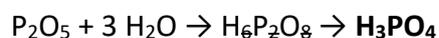
- **Ácido metafosfórico:** anhídrido fosfórico + una molécula de agua



- **Ácido pirofosfórico:** anhídrido fosfórico + dos moléculas de agua



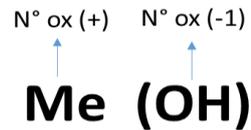
- **Ácido fosfórico u ortofosfórico:** anhídrido fosfórico + tres moléculas de agua



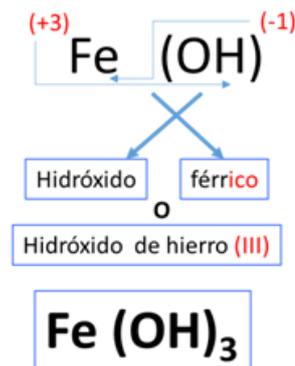
Se aplica lo mismo para el anhídrido fosforoso, formando los tres ácidos correspondientes: ácido metafosforoso, ácido pirofosforoso y ácido fosforoso o ácido ortofosforoso.

HIDRÓXIDOS

Su fórmula contiene metal + ion oxhidrilo $(OH)^{-1}$



En este caso utilizamos la regla de número de oxidación cruzada y tomamos el oxhidrilo como un ion con número de oxidación -1.



Para escribir la fórmula de estos compuestos, tenemos que recordar el listado de iones positivos frecuentes y sus nomenclaturas. Consideremos la carga del ion OH^- (oxhidrilo) con su número de oxidación (-1) y aplicamos el método del número de oxidación cruzado.

Ejemplo: hidróxido de sodio

Escribimos el ion oxhidrilo con su carga OH^- y el ion Na^+ entonces:



Aquí consideramos al ion $(\text{OH})^-$ como una unidad y su carga como un número de oxidación (-1). Entonces aplicando el método del número de oxidación cruzado, hidróxido de sodio se escribe: NaOH

Cuando el paréntesis tiene como subíndice el número uno se omite.

Formulación y nomenclatura

Para escribir la fórmula de estos compuestos, tenemos que recordar el listado de iones positivos frecuentes y sus nomenclaturas. Consideremos la carga del ion OH^- (oxhidrilo) con su número de oxidación -1, ($\text{O}^{-2}\text{H}^{+1}$, por lo tanto $(\text{OH})^{-1}$) y aplicamos el método del número de oxidación cruzado.

Se nombran de la manera siguiente:

a) Si el metal tiene **un solo número de oxidación** se denomina “hidróxido de nombre del metal”. **Ejemplo:** hidróxido de sodio NaOH, hidróxido de calcio $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

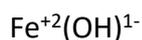
b) Si el metal tiene **dos números de oxidación** hay dos formas de nombrarlos:

- **Tradicional**, se nombran como hidróxido de metal terminado en **oso** para el menor número de oxidación o **ico** para el mayor número de oxidación. **Ejemplo:** hidróxido cobaltoso $\text{Co}(\text{OH})_2$ e hidróxido cobáltico $\text{Co}(\text{OH})_3$, para cobalto +2 y +3 respectivamente.

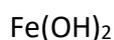
- **Stokes**, hidróxido de metal y entre paréntesis y números romanos el número de oxidación del metal. Ejemplo: hidróxido de cobalto (II) $\text{Co}(\text{OH})_2$ e hidróxido de cobalto (III) $\text{Co}(\text{OH})_3$, para +2 y +3 respectivamente.

Ejemplo:

Hidróxido ferroso: la terminación oso indica que el metal actúa con su menor número de oxidación:



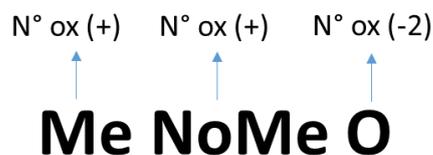
Entonces, aplicando la regla de número de oxidación cruzado:



Otra manera de nombrarlo: hidróxido de hierro (II)

SALES NEUTRAS DERIVADAS DE OXÁCIDOS (OXOSALES NEUTRAS)

Son compuestos cuya fórmula posee metal, no metal y oxígeno.



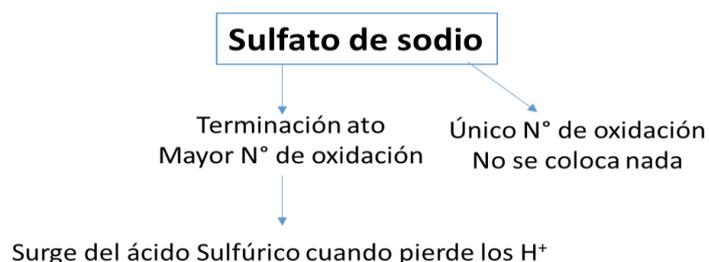
Su fórmula se obtiene por la combinación de un catión (metal con carga positiva) y el anión que resulta del oxácido correspondiente por la pérdida de los hidrógenos ácidos (recordemos que los oxácidos están formados por "H NoMe O"). Una vez que sabemos cuál es el catión y el anión, utilizamos el método del número de oxidación cruzado.

Formulación y escritura

La nomenclatura está compuesta por dos partes:

- **La que corresponde al No metal:** con la terminación "**ito**" para el número de oxidación más pequeño y la terminación "**ato**" para el número de oxidación mayor (se utiliza la misma nomenclatura tanto para la nomenclatura clásica como moderna). Si el no metal sólo posee un número de oxidación se usa la terminación "**ato**".
- **La que corresponde al Metal:** si el metal tiene un único número de oxidación se nombra "**el nombre del metal**". Si tiene dos números de oxidación volvemos a utilizar la terminación "**oso**" para el más pequeño o "**ico**" para el más grande, en la nomenclatura clásica. Para la nomenclatura moderna se usa el nombre del metal y entre paréntesis y números romanos el número de oxidación.

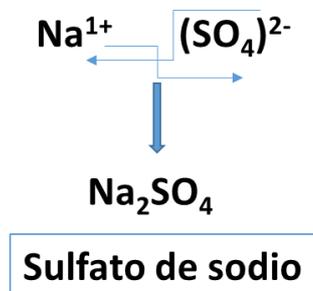
Ejemplo: Sulfato de sodio



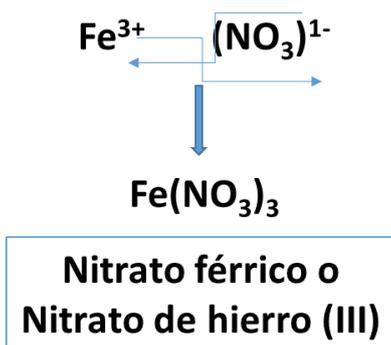
Tenemos que recordar cómo formular el ácido sulfúrico (VER ACIDOS OXÁCIDOS), su fórmula es H_2SO_4 , pierde los 2H^+ , entonces queda $(\text{SO}_4)^{-2}$, anión sulfato. Tiene tantas

cargas negativas como H^+ pierda. Y ahora sí, utilizamos la regla del número de oxidación cruzada.

- a) Metales con **un número de oxidación**: Sulfato de sodio, la nomenclatura clásica es igual a la nomenclatura moderna o de Stokes.



- b) Metales con **dos números de oxidación**: nitrato férrico (nomenclatura clásica) o nitrato de hierro (III) (nomenclatura moderna o de Stokes).



COMPUESTOS CUATERNARIOS

Son sustancias formadas por cuatro elementos diferentes. Pertenecen a este grupo las oxosales dobles, oxosales básicas, oxosales ácidas y los hidratos.

Oxosales Dobles

Estas sales se obtienen reemplazando totalmente los hidrógenos de los oxácidos por 2 metales.

Nomenclatura: El nombre del oxoanión seguido de la palabra doble + los nombres de los dos metales empezando por el de menor estado de oxidación. Si los estados de oxidación son iguales utilizar orden alfabético. Ejemplos:



Sulfato doble de bario y calcio: $\text{Ba}^{2+} \text{Ca}^{2+} \text{SO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{BaCa}(\text{SO}_4)_2$

Oxosales Ácidas

Estas sustancias resultan al sustituir parcialmente los hidrógenos de los oxácidos por un metal. Para formular estos compuestos, el hidrógeno ácido reemplaza a una o dos cargas negativas del oxoanión, por ejemplo: HSO_4^- (sulfato ácido) o HPO_4^{2-} (fosfato monoácido).

Nomenclatura: se nombran de la misma forma que las oxosales neutras con la variante de colocar la palabra "ácido" antes que el nombre del metal y colocando delante de la palabra "ácido" los prefijos "mono", "di", "tri" para indicar la cantidad de hidrógeno solamente para aquellos oxoaniones que pueden formar dos o más oxosales ácidas, como en el caso del ortofosfato (PO_4^{3-}).

Ejemplos:

Fosfato monoácido de calcio: $\text{Ca}^{2+} \text{HPO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{CaHPO}_4$

Sulfato ácido de potasio: $\text{K}^+ \text{HSO}_4^- \rightleftharpoons \text{KHSO}_4$

Fosfato diácido de sodio: $\text{Na} + \text{H}_2\text{PO}_4^- \rightleftharpoons \text{NaH}_2\text{PO}_4$

También se les denomina anteponiendo al nombre del oxoanión el prefijo "bi" y suprimiendo la palabra ácido.

NaHCO₃ Bicarbonato de sodio

KHSO₄ Bisulfato de potasio

Oxosales Básicas

Estas sales resultan de la sustitución parcial de los hidróxidos de una base por oxoaniones.

Nomenclatura: Se utilizan las mismas reglas dadas para las oxosales ácidas, cambiando la palabra ácido por la palabra BÁSICO, que indica la función base (hidróxido) en la sal.

BiOH(NO₃)₂ Nitrato monobásico de Bismuto (III)

Bi(OH)₂NO₃ Nitrato dibásico de Bismuto (III)

También pueden nombrarse de la siguiente manera: El prefijo HIDROXI delante del nombre del oxoanión y con prefijos adicionales para indicar el número de OH^- presentes (di, tri..). El nombre del metal se escribe indicando su estado de oxidación.

$\text{BiOH}(\text{NO}_3)_2$ Hidroxinitrato de Bismuto (III)

$\text{Bi}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ Dihidroxinitrato de Bismuto (III)

FeOHSO_4 Hidroxisulfato de Hierro (III)

Hidratos

Un hidrato es un compuesto que contiene moléculas de agua (usualmente llamada agua de cristalización) estructuralmente unidas. Ejemplo:

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

Sulfato de Cobre (II) pentahidratado o sulfato cúprico pentahidratado

EJERCICIOS

COMPUESTOS BINARIOS

Óxidos básicos

CuO

CrO

FeO

Fe_2O_3

CaO

Óxido de mercurio (II).....

Óxido de litio.....

Monóxido de manganeso.....

Óxido de bario.....

Óxido mercurioso.....

Óxidos ácidos (Anhídridos)

CO_2

I_2O_5

SO_2

Cl_2O_7

SO_3

Anhídrido cloroso

Anhídrido Brómico.....

Anhídrido hipoyodoso.....

Anhídrido permangánico.....

Anhídrido crómico.....

Hidruros metálicos

KH

NiH_2

NaH

FeH_2

MgH_2

Hidruro de cesio.....

Hidruro de cobalto.....

Hidruro de cobre.....

Hidruros no metálicos

PH_3

HI (g)

NH_3

SiH_4

HBr(aq)

Ácido clorhídrico.....

Metano.....

Bromuro de hidrógeno.....

Sales binarias

SnCl₄.....

Al₂S₃

NaCl.....

KI

FeBr₂.....

Ioduro de magnesio.....

Cloruro de níquel (III).....

Fluoruro de calcio

Sulfuro de bario.....

COMPUESTOS TERNARIOS**Hidróxidos**

Cu (OH)₂

Pb (OH)₂

NaOH.....

Ni(OH)₃.....

HgOH.....

Hidróxido de aluminio.....

Hidróxido de potasio

Hidróxido de cobalto (II).....

Hidróxido de bario.....

Oxácidos

H₂SO₄.....

HIO

HClO₃

H ₃ PO ₄
H ₂ CO ₃
Ácido nitroso.....
Ácido periódico
Ácido hipobromoso.....
Ácido crómico.....
Ácido metafosfórico.....

Oxosales

Na ₂ SO ₄
Hg (NO ₃) ₂
MnCO ₃
Fe (NO ₂) ₃
K ₂ Cr ₂ O ₇
Permanganato de potasio.....
Sulfito férrico.....
Sulfato ferroso.....
Nitrato de litio.....
Cromato de potasio.....

COMPUESTOS CUATERNARIOS

Carbonato doble de potasio y sodio.....
Nitrato doble de sodio y calcio.....
Bicarbonato de calcio.....
Cloruro de cobalto (II) hexahidratado.....
Sulfito ácido de aluminio.....
Hidroxinitrato de cobalto (III)

- Nitrato dibásico de Aluminio
- $Ba(HSO_4)_2$
- $LiK(NO_2)_2$
- $CaCl_2 \cdot 2H_2O$
- $NaAl(NO_3)_4$
- $CaMg(CO_3)_2$
- $NiOHSO_4$
- $Al(OH)_2NO_3$

EJERCICIOS COMPLEMENTARIOS

Formula las siguientes sustancias:

1. Óxido de bario.....
2. Óxido de sodio.....
3. Óxido de plata.....
4. Óxido de aluminio.....
5. Óxido de níquel (III).....
2. Anhídrido hipocloroso.....
3. Anhídrido nitroso.....
4. Hidruro de litio.....
5. Cloruro de cobalto (III).....
6. Hidruro de plata.....
7. Ácido bromhídrico.....
8. Ácido sulfhídrico.....
9. Amoniaco.....
10. Ácido clorhídrico.....

11. Peróxido de hidrógeno.....
12. Hidruro de calcio.....
13. Bicarbonato de sodio.....
14. Óxido de estroncio.....
15. Ácido clorhídrico.....
16. Cloruro de sodio.....
17. Fluoruro de calcio.....
18. Yoduro de plomo (II).....
19. Bromuro de potasio.....
20. Fosfina.....
21. Sulfuro de bario.....
22. Fosfato de sodio.....
23. Óxido de Aluminio.....
24. Sulfuro de hierro (II).....
25. Ácido nítrico.....

Nombrar los siguientes compuestos:

1. BaO.....
2. Na₂O.....
3. SO₂.....
4. CaO.....
5. Ag₂O.....
6. NiO.....
7. Cl₂O₇.....
8. P₂O₅.....
9. LiH.....

10. CaO.....
11. AgH
12. HBr (g).....
13. H₂S(aq).....
14. NH₃
15. HCl (g)
16. BaO.....
17. CaH₂.....
18. Na₂S.....
19. PH₃
20. Cs₂O.....
21. Pbl₂.....
22. KBr
23. AsH₃.....
24. BaS
25. AlCl₃.....

Bibliografía

- “Módulo de Química” Facultad de Química, Bioquímica y Farmacia. UNSL. Zamora Miguel, Salonia José, Luconi Marta. 2016.
- “Química”; Raymond Chang; Ed. McGraw-Hill, 10ª Edición, México, 2010.
- “Química y reactividad química”; John C. Kotz, Paul M. Treichel, Gabriela Weaver, Ed. CENGAGE Learning, 6ª Edición, México, 2008.

- “Principios de Química – Los caminos del descubrimiento”; Peter Atkins & Loretta Jones; Ed. Médica Panamericana, 3ª Edición, Buenos Aires, 2005.
- “Guía de elementos de matemática, física y química”. 2012. Lic. en Enfermería. UNSL. Castro Pedro, Augsburgger Susana.

CAPITULO 4

REACCIONES QUIMICAS. ECUACIONES QUIMICAS

REACCIONES QUÍMICAS

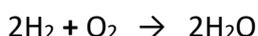
Proceso en el cual los reactivos se transforman, cambiando su estructura molecular y sus enlaces, en otras sustancias llamadas productos. También llamada cambio químico o fenómeno químico.

ECUACIONES QUÍMICAS

Las ecuaciones químicas son el modo de representar a las reacciones químicas.

Reactivos → Productos

Por ejemplo, el hidrógeno gas (H₂) puede reaccionar con oxígeno gas (O₂) para dar agua (H₂O). La ecuación química para esta reacción se escribe:



El "+" se lee como "reacciona con".

La flecha " → " significa "produce".

Las fórmulas químicas a la izquierda de la flecha representan los **reactivos**. A la derecha de la flecha están las formulas químicas de las sustancias producidas denominadas **productos**.

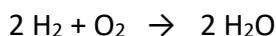
Los números al lado de las fórmulas son los coeficientes estequiométricos (el coeficiente 1 se omite).

BALANCE DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

Se aplica el "método de ensayo y error" que es una aplicación de la Ley de Lavoisier o de Conservación de la Materia: *"En un sistema cerrado en el que se produce una reacción química, la masa total se mantiene constante"*.

Se debe cumplir que el número de cada clase de átomo, debe ser igual a la izquierda (Reactivos) y a la derecha (Productos) de la flecha de la ecuación química. Esto se debe lograr por el método de ensayo y error: uso de coeficientes (números enteros) que no modifiquen la fórmula química de la sustancia.

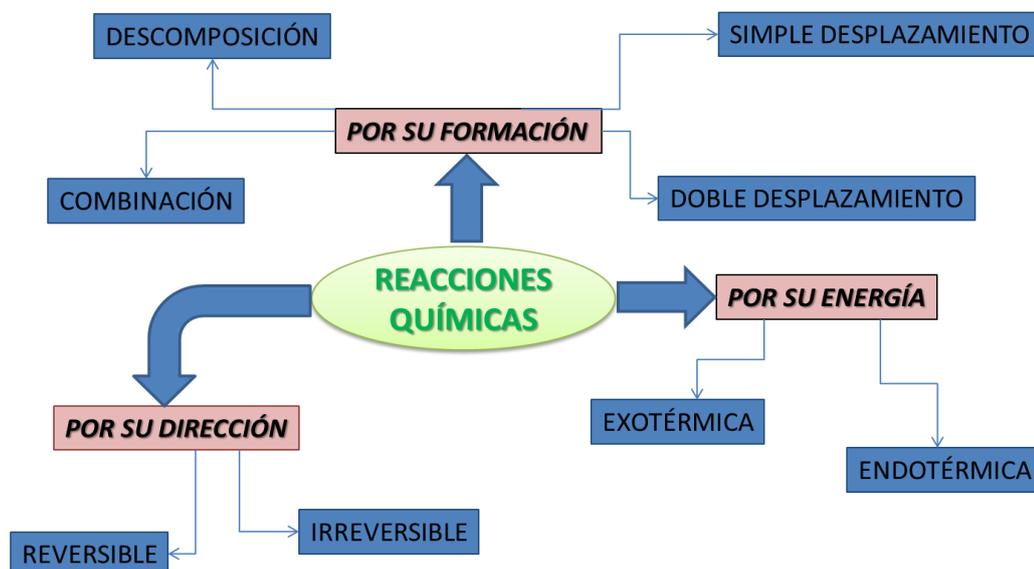
Ejemplo:



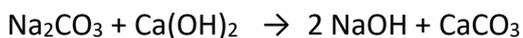
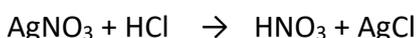
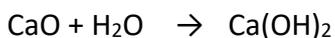
CLASIFICACIÓN DE REACCIONES QUÍMICAS

En el siguiente diagrama se observa la clasificación de las reacciones químicas.

TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS



Reacciones irreversibles: transcurren en un solo sentido con consumo total de al menos uno de los reactivos. Se indica con una sola flecha (\rightarrow) en la ecuación química.



Reacciones reversibles: por reacción de, el o los productos obtenidos, se vuelven a formar las sustancias originales, alcanzándose el equilibrio. Se indica con doble flecha (\leftrightarrow) en la ecuación química.

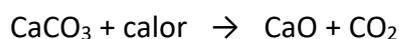


Sistema cerrado

Reacciones exotérmicas: transcurren con desprendimiento o liberación de calor.

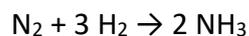
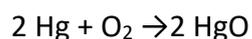
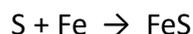


Reacciones endotérmicas: transcurren con absorción de calor, necesitan calor.

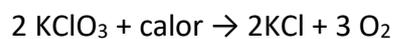


Reacciones de combinación: cuando dos o más reactivos dan un solo producto.

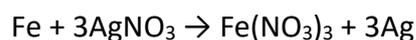
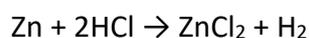
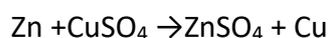
Ejemplo:



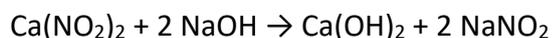
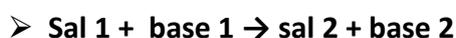
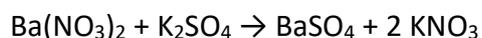
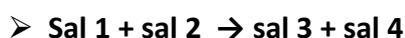
Reacciones de descomposición: a partir de un solo reactivo se obtiene dos o más productos.



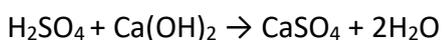
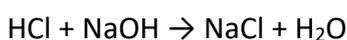
Reacciones de simple desplazamiento: una sustancia simple (elemento metálico) reacciona con un compuesto (ácido o sal) desplazando uno de los componentes (hidrógeno del ácido o metal de la sal) y uniéndose al resto. Ejemplos:



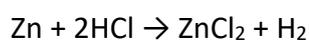
Reacciones de doble desplazamiento: dos elementos que se encuentran en compuestos diferentes intercambian sus posiciones formando dos nuevos compuestos, por ejemplo:



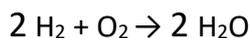
Reacciones de neutralización: la neutralización consiste en la reacción entre un ácido y una base para producir sal y agua, por ejemplo:



Reacciones de óxido-reducción: son aquellas en las que se produce una transferencia de electrones entre los reactivos. Una especie pierde electrones y se oxida, mientras que la especie que gana electrones se reduce. En una reacción redox se producen cambios en el número de oxidación de al menos 2 átomos de la o las especies reaccionantes. En la siguiente reacción, Zn metálico tiene número de oxidación cero, reacciona con el ácido y se oxida a Zn^{2+} con número de oxidación +2, por otro lado el H^+ (protón o hidrógeno positivo) del HCl tiene número de oxidación +1, se reduce a H_2 con número de oxidación cero.



RECORDAR: una reacción química, puede pertenecer a más de una clase. Por ejemplo:



Esta reacción es: irreversible, de combinación y óxido reducción o redox.

- Irreversible, por su dirección,
- Combinación, por su formación y,
- Óxido reducción, por el cambio en los números de oxidación de 2 átomos de los reactivos a productos.

EJERCICIOS

Balancear y clasificar las siguientes reacciones químicas

1. $\text{H}_2 + \text{Li} \rightarrow \text{LiH}$
2. $\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Ag}_2\text{O} + \text{O}_2 + \text{NO}_2$
3. $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{ClH}$
4. $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$
5. $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$
6. $\text{CaCO}_3 + \text{calor} \leftrightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$
7. $\text{P} + \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5$
8. $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{calor}$
9. $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$
10. $\text{AgCl} + \text{H}_2 \rightarrow \text{HCl} + \text{Ag}$
11. $\text{CuSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Cu(OH)}_2$
12. $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

Formular y balancear las siguientes reacciones

1. Nitrógeno + Hidrógeno \rightarrow Amoníaco
2. Hidrógeno + Oxígeno \rightarrow Agua
3. Sulfato de sodio + Cloruro de bario \rightarrow Sulfato de bario + Cloruro de sodio
4. Ácido clorhídrico + Hidróxido de sodio \rightarrow Cloruro de sodio + Agua
5. Anhídrido perclórico + Agua \rightarrow Ácido perclórico

Bibliografía

- “Módulo de Química” Facultad de Química, Bioquímica y Farmacia. UNSL. Zamora Miguel, Salonia José, Luconi Marta. 2016.

CAPITULO 5

UNIDADES QUIMICAS CONCENTRACIÓN DE CONCENTRACION

Primero vamos a repasar conceptos que debemos saber para la resolución de ejercicios.

MASA MOLAR

Para cualquier elemento, la masa molar es la cantidad en gramos igual a la masa atómica de dicho elemento. Por ejemplo, si necesitamos 1 mol de átomos de C, primero encontramos la masa atómica del C en la tabla periódica, que es 12,01, entonces para obtener 1 mol de átomos de C debemos pesar 12,01 g. Por lo expuesto vemos que la masa molar de un elemento es numéricamente igual a la masa atómica pero expresada en gramos y la podemos obtener de la tabla periódica.

Para determinar la masa molar de un compuesto, también conocida como peso molecular (PM), se suma la masa molar de cada elemento multiplicado por su subíndice en la fórmula.

Ejemplo: Calcular los moles de sulfato de sodio contenidos en 200 g del compuesto. Lo primero que debemos hacer es tener la fórmula química del compuesto, en nuestro caso Na_2SO_4 , para calcular el PM del Na_2SO_4 . Buscamos en la tabla periódica los pesos atómicos de cada elemento que conforman la molécula.

Elemento	Peso atómico (g)	Número de átomos	Contribución	PM del Na_2SO_4 g/mol
Sodio	23	2	$23 \times 2 = 46$	1 mol de Na_2SO_4 tiene una masa de 142 g
Azufre	32	1	$32 \times 1 = 32$	
Oxígeno	16	4	$16 \times 4 = 64$	
Suma de todas las contribuciones			142	

Para calcular los moles de soluto en 200 g Na₂SO₄, utilizamos regla de tres simple. Si un mol de Na₂SO₄ tiene una masa de 142 g, en 200 g ----- x moles.

1 mol Na₂SO₄----- 142 g

1,42 moles de Na₂SO₄ = X ----- 200 g

MOLARIDAD (M)

Molaridad o concentración molar se define como los moles de soluto por litro de solución.

$$\text{molaridad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de solución}}$$

Entonces Molaridad se puede expresar:

$$M = \frac{\text{g/L}}{\text{PM}}$$

Donde g/L es gramos de soluto por litro de solución.

Una solución 1 molar (1 M) es la que en 1000 mL de solución tiene disuelto 1 mol de soluto (Mol es el peso molecular relativo expresado en gramos).

Ejemplo 1: El peso molecular grammo del cloruro de sodio es 58,5 g, entonces si disolvemos 58,5 gramos de cloruro de sodio en 1000 mL (1 L) de solución tendremos una solución 1 M.

Ejemplo 2: Calcule la molaridad (M) de una solución que contiene 3,65 g de HCl en 2 L de solución.

Tenemos los gramos de HCl en 2 L de solución. Aplicamos la definición de molaridad y recordamos convertir los gramos de HCl en moles de HCl. Calculamos el Peso molecular grammo de HCl.

Datos:

PM_{HCl}: 36,5 g

Volumen: 2 L

Masa: 3.65 g

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de solución}} = \frac{3,65 \text{ g HCl}}{2 \text{ L solución}} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 0,050 \text{ mol de HCl/L solución}$$

La concentración de la solución de HCl es 0,050 molar y se dice que es ácido clorhídrico 0,05 M. Significa que un litro de solución contiene 0,050 moles de HCl.

NORMALIDAD (N)

Normalidad o concentración normal se define como los equivalentes de soluto disueltos en un litro de solución.

$$\text{normalidad} = \frac{\text{equivalentes de soluto}}{\text{litros de solución}}$$

Entonces Normalidad se puede expresar:

$$N = \frac{\text{g/L}}{\text{Peq}}$$

Donde g/L es gramos de soluto por litro de solución.

El peso equivalente de un compuesto se calcula dividiendo el peso molecular por el número de equivalentes ($\text{Peq} = \text{PM}/n$), donde n es el equivalente y se calcula dependiendo del tipo de compuesto que sea el soluto.

Cálculo del peso equivalente gramo de distintas sustancias:

$$\text{Hidruros: Peq} = \frac{\text{PM del hidruro}}{\text{n}^\circ \text{ de átomos de hidrógeno}}$$

$$\text{Óxidos: Peq} = \frac{\text{PM del óxido}}{\text{n}^\circ \text{ de átomos de oxígeno}}$$

$$\text{Ácidos: Peq} = \frac{\text{PM del ácido}}{\text{n}^\circ \text{ de hidrógenos ácidos}}$$

$$\text{Bases: Peq} = \frac{\text{PM de la base}}{\text{n}^\circ \text{ de oxhidrilos}}$$

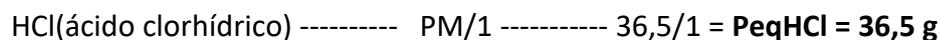
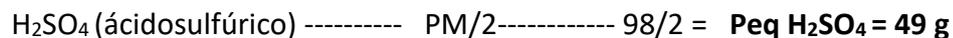
$$\text{Sales neutras: Peq} = \frac{\text{PM de la sal}}{\text{n}^\circ \text{ de oxidación del metal} \times \text{n}^\circ \text{ de átomos del metal}}$$

$$\text{Oxidantes o reductores: Peq} =$$

$$\frac{\text{PM del soluto}}{\text{n}^\circ \text{ de electrones puestos en juego en la hemi reacción}}$$

Ejemplos de cálculo de peso equivalente:

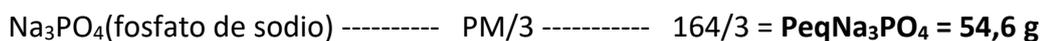
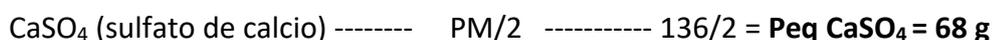
El Peso equivalente gramo de un ácido se calcula dividiendo su PM en el número de hidrógenos ácidos (protones)



El Peso equivalente gramo para una base, se calcula dividiendo su PM en el número de oxhidrilos que posea.



El Peso equivalente gramo para una sal, se calcula dividiendo su PM en el número de hidrógenos que han sido reemplazados al formarse la sal.



Sabiendo cómo se calcula el “equivalente gramo”, podemos decir que una solución 1 N de ácido sulfúrico es la que contiene 49 gramos de ácido en 1000 mL de solución.

MOLALIDAD (m)

Una solución 1 molal (1 m) es aquella que en 1 Kg de solvente tiene disuelto 1 mol de soluto.

$$\text{molalidad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Kg de solvente}}$$

Ejemplo: El peso molecular gramo del cloruro de sodio es 58,5 gramos, por lo tanto si disolvemos 58,5 gramos de cloruro de sodio en 1 Kg de agua (solvente) tendremos una solución 1 molal.

EJERCICIOS

- ¿Cuántos equivalentes gramos de un soluto están contenidos en: a) 1 L de solución 3 N. b) 0,5 L de solución 0,3 N? (Rta: a) 3 Eq b) 0,15 Eq)
- ¿Cuál es la molaridad de una solución que contiene 0,7 moles de NaCl en 900ml de solución? (Rta: 0,77 M)

3. ¿Cuál es la Molaridad de una disolución que contiene 16,0 g de CH_3OH en 200 mL de disolución? El peso molecular grammo del metanol es 32 g. (Rta: 2,50 M)
4. ¿Qué volumen de solución 0,827 M de cloruro de sodio contiene 100 g de la sal? (Rta: 2068,76 mL)
5. ¿Cuál es la molaridad de una solución que contiene 64 gramos de metanol en 500ml de solución? la masa molecular del metanol es 32g/mol (Rta: 4 M)
6. ¿Cuántos equivalentes químicos gramos de soluto están contenidos en: a) 1 L de disolución 2 N; b) 1 L de disolución 0,5 N (Rta: a) 2 Eq/ L; b) 0,5 Eq/L)
7. ¿Cuántos equivalentes grammo de soluto están presentes en 60 mL de una disolución 4,0 N? (Rta: 0.24 Eq)
8. ¿Cuál es la molalidad de una disolución que contiene 20 g de sacarosa (disacárido) $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ disueltos en 125 g de agua? El peso molecular grammo de la sacarosa es 342 g. (Rta: 0,468 m)
9. Calcular la cantidad de NaOH necesaria para preparar medio litro de disolución 4,5 N. El peso molecular del NaOH es 40 g/mol. (Rta: 90 g)
10. Calcular la normalidad de una disolución de HCl que contiene 100 gramos de soluto en 3 litros de disolución. El peso molecular del HCl es 36,5 g/mol. (Rta: 0,9 N)
11. Calcular la molaridad de una disolución de ácido sulfúrico de peso específico 1,198 g/mL que contiene 27% de H_2SO_4 en peso. (Rta: 3,30 M)
12. ¿Cuál es la molaridad de una disolución de HCl que tiene una pureza 37% en peso y densidad 1,19 g/mL? (Rta: 16.09 M)

Bibliografía

- “Módulo de Química- Introducción a la Química”. Facultad de Química, Bioquímica y Farmacia. UNSL. Zamora Miguel, Salonia José, Luconi Marta. 2016.
- “Guía de elementos de matemática, física y química”. Lic. en Enfermería. UNSL. Castro Pedro, Augsburg Susana. 2012.
- “Química” 10° edición. Whitten Kennet, Davis Raymond, Larry Peck M. y Stanley George. Editorial Panamericana. 2014.

ANEXO: Elementos de Matemáticas

MEDICIÓN Y SISTEMA DE UNIDADES

La observación de un fenómeno es en general incompleta a menos que dé lugar a una información cuantitativa. Para obtener dicha información se requiere la medición de una propiedad física.

Medir es determinar la cantidad de una magnitud por comparación con otra que se toma como unidad, o determinar la extensión o capacidad de algo.

Las observaciones cuantitativas son hechas por medición. Se necesita un dispositivo para medir llamado instrumento de medición. Por ejemplo, una regla para medir longitud, balanza para medir masa etc.

Sistema internacional de unidades (SI)

El Sistema internacional de Unidades es una forma aceptada internacionalmente de utilización de las unidades de medida de las magnitudes físicas de los cuerpos.

En el Sistema Internacional de unidades existen 3 clases de unidades: unidades básicas o fundamentales; unidades derivadas y unidades suplementarias.

Existe un número reducido de **unidades básicas** que se definen arbitrariamente, las cuales también tienen una unidad arbitraria, a partir de las cuales se definen todas las otras unidades, que, por lo tanto, son llamadas **unidades derivadas**.

Una vez establecida arbitrariamente la unidad longitud denominada metro, que se abrevia “m” (unidad básica), la unidad de superficie resulta ser metro cuadrado “m²” (unidad derivada).

En la tabla de unidades básicas, que se muestran a continuación, podemos observar los nombres y símbolos de las unidades que utilizaremos durante el curso.

A continuación, la tabla de múltiplos y submúltiplos, nos sirve para la conversión de unidades, esta tabla se utiliza para todas las unidades, metro, litro, gramo, etc.

Tabla de unidades básicas del SI

Nombre de la unidad	Cantidad física (Dimensión)	Símbolo para la unidad
metro	longitud	m
kilogramo	masa	Kg
segundo	tiempo	s
ampere	Intensidad de corriente	A
kelvin	temperatura	K
candela	Intensidad luminosa	Cd
mol	sustancia	Mol
litro	volumen	L

Tabla de múltiplos y submúltiplos (más usados)

Múltiplo o submúltiplo	Prefijo	Símbolo
10^{12}	tera	T(unidad)
10^9	giga	G(unidad)
10^6	mega	M(unidad)
10^3	kilo	k(unidad)
10^2	hecto	h(unidad)
10^1	deca	da(unidad)
1	(unidad)	gramo, litro, metro, etc
10^{-1}	deci	d(unidad)
10^{-2}	centi	c(unidad)
10^{-3}	mili	m(unidad)
10^{-6}	micro	μ (unidad)
10^{-9}	nano	n(unidad)
10^{-12}	pico	p(unidad)

Unidades derivadas

Las unidades SI derivadas se definen de forma que sean coherentes con las unidades básicas y suplementarias, es decir, se definen por expresiones algebraicas bajo la forma

de productos de potencias de las unidades SI básicas y/o suplementarias con un factor numérico igual 1. *Ejemplo:* m^2 que es la unidad de superficie; el m^3 que es la unidad de volumen.

Se da un nombre especial a la milésima parte de un metro cúbico, “litro” cuyo símbolo es **L**. Su uso es aceptado en el Sistema Internacional de Unidades (SI), aunque ya no pertenece estrictamente a él. Normalmente es utilizado para medir líquidos o sólidos granulares.

El litro puede ser usado con cualquier prefijo del SI. El más frecuentemente usado es el mililitro, definido como la milésima parte del litro (un centímetro cúbico).

Algunas unidades derivadas poseen nombres especiales que se han dado en honor a científicos. En tales casos el nombre de la unidad siempre se escribe con minúscula, mientras que el símbolo o la abreviatura se indican con mayúscula. Por ejemplo, el newton (en honor a Isaac Newton 1642-1727) y su símbolo es **N**. A continuación, se ofrece una tabla de algunas unidades derivadas (SI).

Tabla de unidades derivadas.

Nombre de la unidad	Cantidad física (Dimensión)	Símbolo de la unidad	Definición en unidades básicas
newton	Fuerza	N	$kg\ m\ s^{-2}$
pascal	Presión	Pa	$N\ m^{-2}$
joule	Energía	J	$kg\ m^2\ s^{-2}$
watt	Potencia	W	$J\ s^{-1}$
hertz	Frecuencia	Hz	s^{-1} (ciclos por segundos)
coulombio	Carga eléctrica	C	A s

Tabla. Unidades derivadas expresadas a partir de unidades básicas y suplementarias

Nombre	Magnitud	Símbolo
Metro cuadrado	Superficie	m^2
Metro cúbico	Volumen	m^3
Metro por segundo	Velocidad	$m\ s^{-1}$
Metro por segundo cuadrado	Aceleración	$m\ s^{-2}$
Kilogramo por metro cúbico	Masa en volumen (densidad)	$Kg\ m^{-3}$

Al leer la última columna de la tabla es importante advertir que los exponentes negativos representan “división” por dicha unidad a la potencia indicada pero positiva.

Ejemplo: $s^{-2} = 1/s^2$

Existen otras unidades que se utilizan con frecuencia y no corresponden al Sistema Internacional y que podemos definir en términos SI. Algunos ejemplos son:

Tabla de ejemplos de unidades fuera del SI.

Nombre de la unidad	Cantidad física	Símbolo de la unidad	Equivalencia a unidades SI
Pulgada	Longitud	pulg	$2,54 \cdot 10^{-2} \text{ m}$
Atmósfera	Presión	atm	760 mmHg
mm de mercurio	Presión	mm Hg	$0,13332 \text{ N/m}^2(\text{Pa})$
Caloría	Energía	cal	4,184 J

DENSIDAD

Aunque toda la materia posee masa y volumen, la misma masa de sustancias diferentes, ocupa distintos volúmenes; así notamos que el hierro o el hormigón son pesados, mientras que la misma cantidad de goma de borrar o plástico son ligeras. La propiedad que nos permite medir la ligereza o pesadez de una sustancia recibe el nombre de **densidad (δ)**. Cuanto mayor sea la densidad de un cuerpo, más pesado nos parecerá:

$$\delta = m/v$$

La **densidad** es la magnitud que expresa la relación entre la **masa** de un cuerpo y el **volumen** que ocupa.

La unidad de medida en el SI de unidades es kg/m^3 , también se utiliza frecuentemente la unidad g/cm^3 .

Números decimales

Los números decimales nacen como una forma especial de escritura de las fracciones decimales, de manera que la coma separa la parte entera de la parte decimal. Si no hay enteros, colocamos 0 (cero) delante de la coma.

En ellos podemos distinguir la parte entera y luego de la coma la parte decimal:



Los números decimales pueden escribirse de dos maneras: como fracción o bien en notación decimal.

Ejemplo: $25 / 10$ (fracción) = 2,5 (notación decimal).

Los números decimales pueden sumarse, restarse, multiplicarse y dividirse.

Notación científica

La notación científica es un modo de representar un conjunto de números mediante potencias de base diez. Esta notación es utilizada en números demasiado grandes o demasiado pequeños. La notación científica es utilizada para reducir cantidades muy grandes, y que podamos manejar con más facilidad.

Escribir un número en notación científica es expresarlo como el producto de un número mayor o igual que 1 y menor que 10, y una potencia de 10.

Ejemplo: $1.000.000 = 10^6$.

Además, 10 elevado a una potencia entera negativa $-n$ es igual a $1/10^n$; es decir $10^{-3} = 1/10^3$, lo que es lo mismo que $1/1.000 = 0,001$.

Para expresar un número en notación científica debe expresarse en forma tal que contenga un dígito (el más significativo) en el lugar de las unidades, todos los demás dígitos irán entonces después del separador decimal multiplicado por el exponente de 10 respectivo.

Ejemplo: $238.294.360.000 = 2,3829436 \times 10^{11}$ y $0,000312459 = 3,12459 \times 10^{-4}$

Sin embargo, teniendo en cuenta cuantas cifras significativas se precisan, si se quiere escribir el número como notación científica y luego de la coma quedan excesivos números se deberá utilizar el redondeo visto anteriormente.

Ejemplo: $238.294.360.000 = 2,38 \times 10^{11}$ o $2,3829 \times 10^{11}$ dependiendo del cálculo y la exactitud que se necesite. Igualmente $0,000312459 = 3,12459 \times 10^{-4}$ o, $3,12 \times 10^{-4}$.