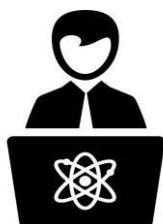


QUÍMICA I

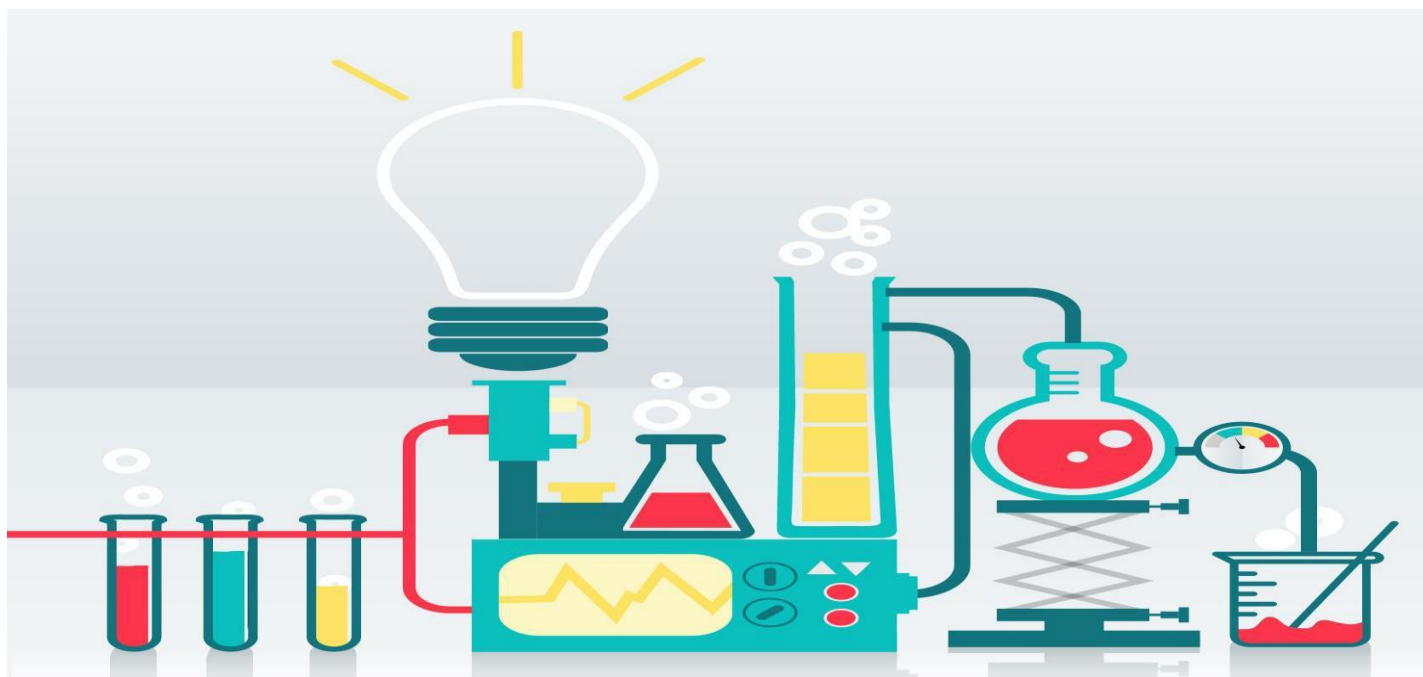


UNIVERSIDAD DE EZEIZA

Profesores:



Lic. FERNANDO GIAIMO
Lic. LAUREANO SABATIER
Prof. DÉBORA PACHECO



UNIDAD

I

El alcance de la Química



La Química es la **ciencia que estudia las diferentes formas y estructuras de la materia, sus propiedades, los procesos de transformación de la misma, las leyes que rigen esos cambios y los usos a que se pueden destinar los distintos materiales.**

A menudo a la Química se la llama la ciencia central por estar relacionada con muchos campos científicos y con tantas áreas a las que se le dedica el esfuerzo y la curiosidad humana.

Cuando cocinamos, los alimentos sufren cambios químicos, y después de comer, nuestros cuerpos llevan a cabo reacciones químicas complejas para extraer los nutrientes. La gasolina de que está en nuestros automóviles es una mezcla de docenas de compuestos químicos diferentes. La combustión de esta mezcla proporciona la energía que impulsa al automóvil. Desgraciadamente algunas de las sustancias que se producen en la combustión de la gasolina intervienen en la contaminación atmosférica. Paradójicamente, los métodos para corregir y controlar estos problemas son también en gran medida procesos químicos.

Cuando observamos una pareja de enamorados solemos decir “se ve que hay mucha química entre ellos”, pero ¿Nos detuvimos a pensar en qué significa esa expresión?... Lo cierto es que en el estado de enamoramiento en nuestro organismo se liberan muchas sustancias químicas (hormonas, neurotransmisores) que son las responsables de las “mariposas en el estómago”, la excitación, el placer, etc.

Detrás de todo aquello que conocemos se encuentra la Química



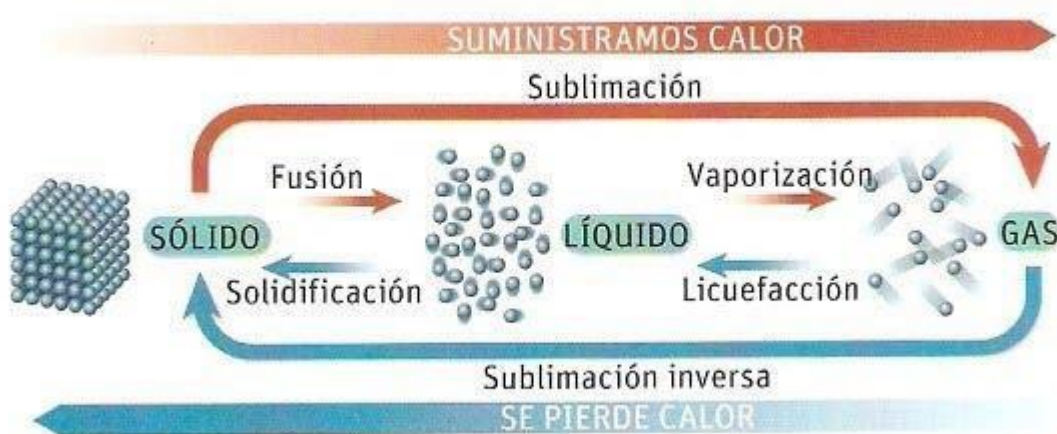
MATERIA

Materia es todo aquello que ocupa lugar y posee masa.

ESTADOS DE LA MATERIA

Existen 3 estados físicos de la materia, llamados también estados de agregación. Ellos son: **sólido, líquido y gaseoso**. Actualmente se habla de un cuarto estado, el plasma, pero no será tratado en el presente apunte.

El cambio de un estado a otro se denomina cambio de fase. Estos cambios de estado se ilustran en el siguiente esquema:



El fenómeno de **vaporización** puede producirse en dos formas:

- **Evaporación:** solo desde la superficie libre del líquido y a cualquier temperatura
- **Ebullición:** desde todo el interior del líquido y a una temperatura dada, que depende del líquido y de la presión externa.

Las moléculas en estado sólido se mantienen juntas por medio de fuerzas electrostáticas y no son libres de moverse. El volumen es fijo y la forma es rígida.

Las moléculas en estado líquido se deslizan, pero no son libres. El volumen es fijo pero la forma no es fija.

En estado gaseoso las moléculas se mueven libremente a enormes velocidades, hay caos. El volumen no es fijo y tampoco la forma.

PROPIEDADES EXTENSIVAS E INTENSIVAS

Las propiedades de la materia pueden clasificarse en:

1. Extensivas: aquellas que dependen de la cantidad de materia considerada. El peso y el volumen son ejemplos de propiedades extensivas.
2. Intensivas: aquellas que no dependen de la cantidad de materia considerada. Ejemplos: la densidad, el punto de fusión, el punto de ebullición, el peso específico, prop. organolépticas.

SISTEMAS MATERIALES



Se llama sistema material a todo cuerpo o conjunto de cuerpos seleccionado para la observación de acuerdo con ciertas finalidades. La química estudia estos sistemas materiales. Los mismos se clasifican en:

1. **Sistema heterogéneo**: aquel que tiene distintos valores para alguna de las propiedades intensivas en distintas partes del sistema, y estas partes se encuentran separadas, unas de otras, por superficies de discontinuidad bien definidas. Ejemplos: agua y aceite, las nubes, espuma de jabón.

Dentro de los sistema heterogéneos o dispersiones, los sistemas se clasifican dependiendo del tamaño o división de las partículas dispersas:

a) Dispersiones macroscópicas o groseras: son sistemas heterogéneos. Las partículas dispersas se perciben a simple vista. Son mayores de 500000 Å (50 µm). Ej: el granito formado por cuarzo, mica y feldespato; el agua con arena, etc.

b) Dispersiones finas: son sistemas heterogéneos visibles al microscopio. Las partículas son menores a 500000 Å y mayores a 10000 Å. Toman distintos nombres según el estado físico de los medios dispersos y dispersante, a saber:

Emulsiones: son dispersiones finas con ambos medios líquidos. Ej: la leche constituida por la crema y el suero (ambos líquidos).

Suspensiones: son dispersiones finas con el medio dispersante líquido y el disperso sólido. Ej: la tinta china (agua as negro de humo).

c) Dispersiones o sistemas coloidales: en estas dispersiones el medio disperso solamente es visible con el ultramicroscopio. Si bien son sistemas heterogéneos, marcan el límite entre los sistemas materiales heterogéneos y homogéneos. El tamaño de las partículas del medio disperso se halla comprendido entre 10000 Å y 10 Å. Las partículas dispersas se denominan micelas. Su tamaño realmente es muy pequeño. Cuando las micelas se hallan dispersas en cantidad suficiente de líquido el coloide se denomina sol, término al que se le antepone un prefijo según la naturaleza del dispersante: hidrosol (dispersante agua); alcoholsol (dispersante alcohol). Para distinguir si es un sistema coloidal y no una solución, debemos comprobar por sus propiedades. (difusión, diálisis, Efecto Tyndall. Se desarrollan más adelante)

2. Sistema inhomogéneo: aquel en el cual los valores de las propiedades intensivas son distintos en distintas partes del sistema, pero éstas partes no se encuentran separadas, unas de otras, por superficies de discontinuidad bien definidas. Ejemplos: aire, agua con agregado de una solución coloreada y sin agitar.

3. Sistema homogéneo: aquel que tiene iguales valores para todas sus propiedades intensivas en las distintas partes del sistema. Ejemplos: azúcar disuelta en agua, alcohol y agua, acero.

Los sistemas homogéneos pueden ser:

a. **Sustancias puras:** aquellas que no pueden fraccionarse, sin perder sus propiedades intensivas. Ejemplos: agua, azúcar.

I. **sustancias simples:** que son los denominados elementos químicos. Ejemplos: hierro, carbono, que forman parte del acero.

II. **sustancias compuestas:** que son los compuestos químicos. Ejemplo: agua, cloruro de sodio.

- b. **Soluciones:** aquellas que están formadas por más de una sustancia pura. Son mezclas homogéneas, en estos sistemas las partículas disueltas tienen un tamaño menor a 10 Å, no son visibles con el ultramicroscopio. Ejemplo: acero inoxidable, agua salada.

Cuando una solución está constituida sólo por 2 sustancias, aquella que se disuelve o la que se encuentra en menor cantidad se denomina **soluto** y la que disuelve o se encuentra en mayor cantidad **solvente**. En un sistema, se llama fase al conjunto de las partes del mismo que tiene iguales valores para sus propiedades intensivas y que se encuentran separadas, unas de otras, por superficies de discontinuidad bien definidas. Por lo tanto los sistemas homogéneos están siempre constituidos por una sola fase, y los sistemas heterogéneos por más de una fase.

Metodos de separacion de Fases

Existen variados métodos de separación de fases, los cuales se utilizan como técnicas de laboratorio, para identificar elementos que componen una mezcla, o también en las industrias a mayor escala para separar impurezas o contaminantes, a seguir se encuentra una tabla con los métodos más usuales en los laboratorios químicos.

MÉTODO DE SEPARACIÓN DE FASES	EQUIPO UTILIZADO
FILTRACIÓN Se utiliza para separar una fase sólida suspendida en una fase líquida.	
DECANTACIÓN LÍQUIDO-LÍQUIDO Se utiliza para separar 2 o más fases líquidas no miscibles.	
DECANTACIÓN SÓLIDO-LÍQUIDO También llamado SEDIMENTACIÓN, se utiliza para separar una fase sólida finamente dividida, suspendida en una fase líquida.	
TAMIZACIÓN Se utiliza para separar fases sólidas de diferente tamaño.	
CENTRIFUGACIÓN Se utiliza para separar una fase sólida suspendida en una fase líquida aumentando la velocidad de sedimentación.	
IMANTACIÓN Se utiliza para separar fases sólidas una de las cuales tiene propiedades magnéticas.	

ELEMENTOS QUÍMICOS. TABLA PERIÓDICA

Todos los sistemas materiales están formados por átomos y moléculas. Las moléculas son átomos unidos entre sí mediante enlaces químicos. A su vez, los átomos están constituidos por partículas consideradas indivisibles: protones, neutrones y electrones. En los compuestos químicos se unen átomos de más de un elemento, para formar moléculas.

Los átomos están constituidos por un núcleo central y electrones, de carga negativa, que giran alrededor de él. A su vez el núcleo está formado por protones, de carga positiva, y neutrones, que no poseen carga. El átomo es neutro, por lo tanto el número de protones es igual al número de electrones. En general la masa de un átomo es aproximadamente la masa del núcleo, pues la masa del electrón es 1840 veces menor que la masa del protón. La masa del neutrón es aproximadamente igual a la masa del protón. En cuanto al tamaño del átomo, éste es más o menos 10 000 veces menor que el tamaño del núcleo, por lo tanto casi todo es vacío. **Cada elemento químico está caracterizado por el número de protones que hay en el núcleo del átomo. Éste número se lo denomina número atómico Z.**

Algunos ejemplos:

Elemento	Z
Hidrógeno	1
Oxígeno	8
Neón	10
Uranio	92

Se denomina número másico a la suma de protones y neutrones, que están en núcleo, y se representa con la letra A.

Cuando un átomo pierde o gana electrones se convierte en un ión. Los iones positivos, denominados cationes, tienen defecto de electrones y los iones negativos, denominados aniones, tienen exceso de electrones.

Todos los elementos químicos están ordenados por orden creciente de número atómico Z, y en forma tal que refleja la estructura atómica, en una tabla denominada tabla periódica. Los elementos están distribuidos en siete hileras horizontales, llamadas **períodos**, y en 18 columnas verticales, llamadas **grupos**. El primer período, que contiene dos elementos, el hidrógeno y el helio, y los dos períodos siguientes, cada uno con ocho elementos, se llaman períodos cortos. Los períodos restantes, llamados períodos largos, contienen 18 elementos en el caso de los períodos 4 y 5, ó 32 elementos en el del período 6. El período largo 7 incluye el grupo de los actínidos, que ha sido completado sintetizando núcleos radiactivos más allá del elemento 92, el uranio. El número del período indica la cantidad de capas que posee el átomo del elemento considerado.

Así, por ejemplo, el átomo de hidrógeno H que pertenece al período 1, tiene una única capa, el átomo de carbono C tiene 2 capas y el de cromo Cr tiene 4. Las propiedades físicas y químicas de los elementos tienden a repetirse de forma sistemática conforme aumenta el número atómico Z. **Todos los elementos de un grupo presentan una gran semejanza y, por lo general, difieren de los elementos de los demás grupos.**

Los átomos con números atómicos idénticos, pero con números de masa diferentes (es decir, igual número de protones, pero diferente número de neutrones se conocen como **isótopos**.

PESOS ATÓMICOS

Como se dijo con anterioridad, los átomos son partículas pequeñas de materia, por lo que tienen masa.

Aunque los científicos del siglo XIX nada sabían acerca de las partículas subatómicas, estaban conscientes de que los átomos de diferentes elementos tenían masas diferentes. Por ejemplo, encontraron que cada 100.0 g de agua contenía 11.1 g de hidrógeno y 88.9 g de oxígeno. Por lo tanto, el agua contiene $88.9/11.1 = 8$ veces tanto oxígeno en masa, como hidrógeno. Una vez que los científicos comprendieron que el agua contiene dos átomos de hidrógeno por cada átomo de oxígeno, concluyeron que un átomo de oxígeno debe tener $2 \times 8 = 16$ veces tanta masa que un átomo de hidrógeno. Al hidrógeno, el átomo más ligero, se le asignó de manera arbitraria una masa relativa de 1 (sin unidades). Las masas atómicas de otros elementos primero se determinaron en relación con este valor. Por lo tanto, al oxígeno se le asignó una masa atómica de 16. En la actualidad podemos determinar las masas de átomos individuales con un alto grado de exactitud. Por ejemplo, sabemos que el átomo de ^1H tiene una masa de 1.6735×10^{-24} g, y el átomo de ^{16}O tiene una masa de 2.6560×10^{-23} g. Como vimos en la sección 2.3, es conveniente utilizar la **unidad de masa atómica (uma)** cuando manejamos estas masas extremadamente pequeñas:

$$1 \text{ uma} = 1.66054 \times 10^{-24} \text{ g} \text{ y } 1 \text{ g} = 6,02214 \times 10^{23} \text{ uma}$$

Hoy en día la unidad de masa atómica se define asignando una masa de exactamente 12 uma a un átomo del isótopo de carbono ^{12}C . En estas unidades, un átomo de H tiene una masa de 1.0078 uma, y un átomo de O tiene una masa de 15.9949 uma.

Masas atómicas promedio

La mayoría de los elementos se encuentran en la naturaleza como mezclas de isótopos. Podemos determinar la masa atómica promedio de un elemento utilizando las masas de sus varios isótopos y su abundancia relativa. Por ejemplo, el carbono presente en la naturaleza está compuesto por 98.93% de ^{12}C y 1.07% de ^{13}C . Las masas de estos isótopos son 12 uma (exactamente) y 13.00335 uma, respectivamente. Calculamos la masa atómica promedio del carbono a partir de la abundancia fraccionaria de cada isótopo y la masa de dicho isótopo:

$$(0.9893)(12 \text{ uma}) + (0.0107)(13.00335 \text{ uma}) = 12.01 \text{ uma}$$

La masa atómica promedio de cada elemento (expresada en unidades de masa atómica) también se conoce como su **peso atómico**. Aunque el término masa atómica promedio es más adecuado, el término peso atómico es más común.

MOLÉCULAS

Cuando 2 o más átomos, de un mismo elemento o de elementos diferentes, se unen mediante uniones químicas se origina una molécula de un compuesto químico. Ejemplos de moléculas son:

1. Ozono: formada por 3 átomos de oxígeno O_3 .
2. Cloruro de sodio (sal de mesa): formada por un átomo de cloro y uno de sodio NaCl .
3. Amoníaco: formada por 3 átomos de hidrógeno y 1 de nitrógeno. NH_3

Existen tres tipos fundamentales de uniones químicas: iónica, covalente y metálica, que posteriormente se tratarán en detalle.

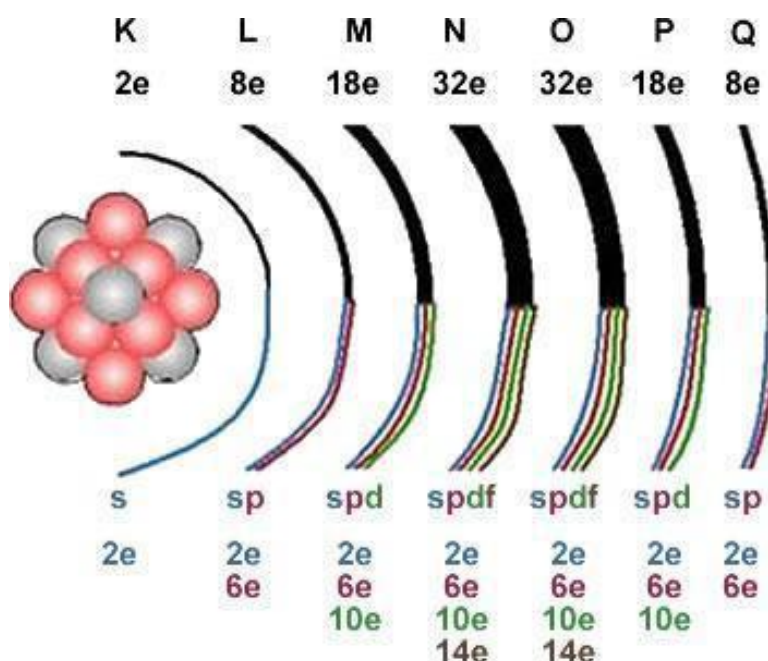
Configuración Electrónica

La distribución de electrones en los niveles de energía del átomo se denomina **configuración electrónica**, y en ella se escriben los electrones que existen en cada uno de los subniveles energéticos del átomo considerado.

Existen **7 niveles de energía** o capas donde pueden situarse los electrones, numerados del 1 (más interno) al 7 (más externo).

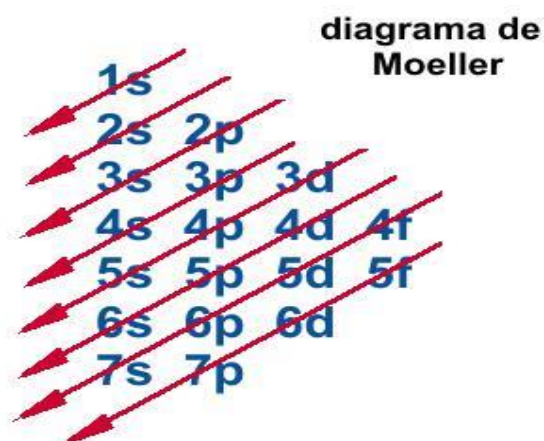
A su vez, cada nivel tiene sus electrones repartidos en distintos subniveles, que pueden ser de cuatro tipos: **s, p, d, f**.

En cada subnivel hay un número determinado de orbitales que pueden contener, como máximo, dos electrones. Así hay un orbital tipo s, 3 orbitales tipo p, 5 orbitales d y 7 orbitales tipo f. De esta forma el número máximo de electrones que admite cada subnivel es: 2 en el s, 6 en el p (2 electrones x 3 orbitales), 10 en el d (2 x 5) y 14 en el f (2 x 7).



Para representar la configuración electrónica de un átomo se escriben los nombres de los orbitales (1s, 2p, etc.) y se coloca como superíndice el número de electrones que ocupan ese orbital o ese grupo de orbitales.

Para recordar el orden de llenado de los orbitales se aplica el diagrama de Möeller



Por ejemplo, la configuración electrónica del calcio, que tiene 20 electrones, se escribe $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$.

Estas configuraciones se denominan **fundamentales o de mínima energía**. Aquellas en las que los electrones han subido de subnivel al captar energía se denominan **excitadas**.

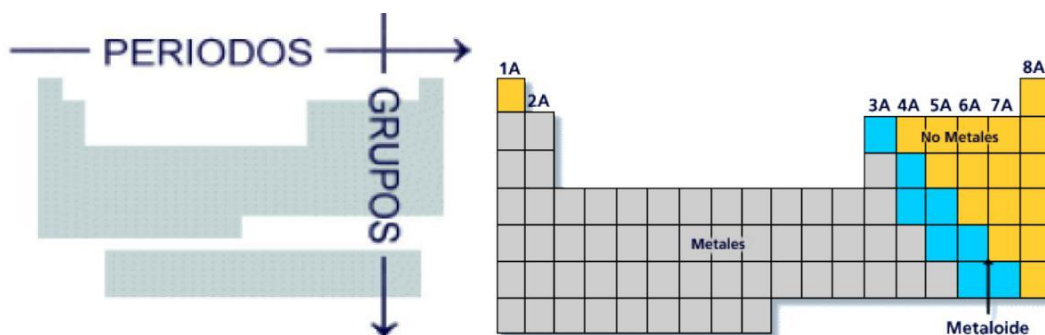
Tabla Periódica

La historia de la tabla periódica está marcada principalmente por el descubrimiento de los elementos químicos. Elementos como oro, plata, hierro o cobre eran conocidos desde la antigüedad; sin embargo, no fue hasta los siglos XVIII y XIX cuando se descubren la mayoría de los restantes, ya que mejoran las técnicas de trabajo científico.

La aparición de gran cantidad de elementos hizo que se pusieran de *manifiesto semejanzas en propiedades, masas relacionadas o comportamientos químicos parecidos*. Estas semejanzas empujaron a los químicos a buscar algún tipo de clasificación, de tal manera que se facilitase su conocimiento y descripción, y se impulsara el descubrimiento de nuevos elementos.

La tabla periódica actual o sistema periódico está basada en la propuesta por D. Mendeleiev en 1869. En ella, los elementos se encuentran ordenados, de izquierda a derecha, por valores crecientes de sus números atómicos (Z). Además de esto, los elementos aparecen distribuidos en filas y columnas. Existen 7 filas horizontales que se denominan **períodos** y 18 columnas verticales que se denominan **grupos**.

Los elementos también se clasifican en: **metales** (sus átomos tienden a perder electrones y formar cationes), **no metales** (sus átomos tienden a ganar electrones y formar aniones) y **semimetales o metaloides** (sus átomos se transforman con dificultad en iones positivos) de acuerdo con sus propiedades para ganar o perder electrones.



Además los elementos de la tabla periódica pueden clasificarse en función de su configuración electrónica, en lo que se conoce como **bloques**:

Diagrama de la tabla periódica con los bloques s, p, d y f coloreados. El bloque s incluye los orbitales 1s, 2s, 3s, 4s, 5s, 6s, 7s. El bloque p incluye 2p, 3p, 4p, 5p, 6p. El bloque d incluye 3d, 4d, 5d, 6d. El bloque f incluye 4f y 5f.

Así, podemos distinguir los siguientes bloques en función del orbital en el que se encuentra su último electrón:

1) Elementos representativos (bloques s y p) – representados con la letra A-

Son aquellos cuyo último electrón se aloja en un orbital s ó p respectivamente. El bloque s agrupa los elementos de los grupos 1 y 2 (alcalinos y alcalinotérreos) y el p seis grupos (13, 14, 15, 16, 17 y 18) de los cuales los dos últimos son halógenos (17) y gases nobles (18).

2) Elementos de transición (bloque d)- representados con la letra B-

Son los elementos cuyo último electrón se aloja en un orbital d. Agrupan los elementos de los grupos centrales, del 3 al 12, para dar un total de 10 grupos.

3) Elementos de transición interna (bloque f)

Son aquellos cuyo último electrón se aloja en un orbital f. Comprende dos series de 14 elementos cada una de ellas, que reciben el nombre del elemento que las precede en su periodo: **Lantánidos** (orbital 4f) y **Actínidos** (orbital 5f).

Diagrama de la tabla periódica con los bloques Lantánidos y Actínidos coloreados. El bloque Lantánidos incluye los elementos 57 a 71. El bloque Actínidos incluye los elementos 89 a 103.

Habiendo dicho lo anterior se puede observar que **en cada período aparecen los elementos cuyo último nivel de su configuración electrónica coincide con el número del período, ordenados por orden creciente de número atómico.**

Por ej., el período 3 incluye los elementos cuyos electrones más externos están en el nivel 3:

Na (Z = 11): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Al (Z = 13): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

Para el caso de los elementos representativos, el grupo coincide con el número de electrones en el último nivel ocupado (¿Cómo se los denomina?).

Por ejemplo, todos los elementos del grupo 13 contienen 3 electrones en su capa más externa y el último electrón queda en un orbital p:

B (Z = 5): $1s^2 2s^2 2p^1$ grupo: III A

Al (Z = 13): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ grupo: IIIA

Si se trata de elementos de transición debemos tener en cuenta la suma de los electrones de los últimos orbitales s y d.

(s+d)	Grupo
3	III B
4	IV B
5	V B
6	VI B
7	VII B
8	VIII B 1 ^{er} col.
9	VIII B 2 ^{da} col.
10	VIII B 3 ^{er} col.
11	I B
12	II B

V (Z=23) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$

grupo: VB

Cr (Z=24) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$

grupo: VI B

Mn (Z=25) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$

grupo: VII B

Propiedades periódicas

La utilidad de la Tabla Periódica reside en que la ordenación de los elementos químicos permite poner de manifiesto muchas regularidades y semejanzas en sus propiedades y comportamientos. Por ejemplo, **todos los elementos de un mismo grupo poseen un comportamiento químico similar, debido a que poseen el mismo número de electrones en su capa más externa** (estos electrones son los que normalmente intervienen en las reacciones químicas). Existen, por tanto, muchas propiedades de los elementos que varían de forma gradual al movernos en un determinado sentido en la tabla periódica, sin embargo, a los fines del curso sólo discutiremos la electronegatividad.

Electronegatividad (E): Es la tendencia que tienen los átomos a atraer hacia sí los electrones en un enlace químico.

En el grupo: La E disminuye al descender, pues el núcleo está más alejado y atraerá menos a un electrón.

En el periodo: La E aumenta hacia la derecha pues hay las mismas capas pero más protones para atraer a los electrones y lo hacen con mayor facilidad.

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H																	He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt									
	Lantánidos		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
	Actínidos		Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		

Enlaces Químicos

Casi todas las sustancias que encontramos en la naturaleza están formadas por átomos unidos. Las fuerzas que mantienen unidos los átomos en las distintas sustancias se denominan **enlaces químicos**. *Los átomos se unen porque, al estar unidos, adquieren una situación más estable que cuando estaban separados.* Esta situación suele darse cuando el número de electrones que poseen los átomos en su último nivel es igual a 8, estructura que coincide con la de los elementos del grupo 18 o gases nobles. Los gases nobles tienen muy poca tendencia a formar compuestos y suelen encontrarse en la naturaleza como átomos aislados.

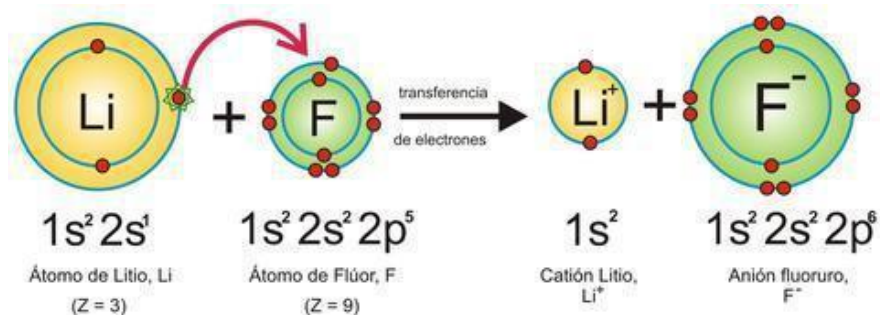
Los átomos se unen para formar enlaces porque así consiguen que su último nivel tenga 8 electrones, la misma configuración electrónica que los átomos de los gases nobles. Este principio recibe el nombre de **regla del octeto**.

Siguiendo este criterio, los átomos se unen por medio de enlaces cediendo, captando o compartiendo electrones con el fin de alcanzar el octeto electrónico en sus capas externas, ya que esto supone la máxima estabilidad. Se trata de una regla útil para predecir la formación de enlaces, pero que solo se cumple, y no siempre, en los átomos incluidos en los **tres primeros periodos**. Para los demás casos, las limitaciones de esta regla son evidentes. Por ejemplo, el hidrógeno es estable con solo dos electrones en su capa 1s, y algunos elementos, a partir del tercer periodo, al tener orbitales d, pueden rodearse de más de ocho electrones, situación que se denomina **octeto expandido**.

Enlace iónico

El enlace iónico se produce cuando se combinan un metal y un no metal. El metal alcanza la configuración electrónica de gas noble perdiendo electrones (convirtiéndose en catión). El no metal gana electrones (convirtiéndose en un anión). Es decir: El enlace iónico se da entre iones de distinto signo, ya que las cargas de distinto signo se atraen.

En el enlace iónico no se forman moléculas aisladas. Los compuestos iónicos son sólidos cristalinos.



Enlace covalente

El enlace covalente se produce **cuando se combinan entre sí dos átomos de elementos no metálicos**. Los no metales necesitan ganar electrones para alcanzar la configuración de gas noble y el único modo de hacerlo, entre ellos, es compartiendo electrones; es decir: El enlace covalente se da entre átomos que comparten electrones. Estos electrones son atraídos por los núcleos de los dos átomos.

G. N. Lewis propuso representar los enlaces usando los símbolos de los elementos y puntos para los electrones de valencia. Ésta manera de representar se la conoce como **diagramas de Lewis**.

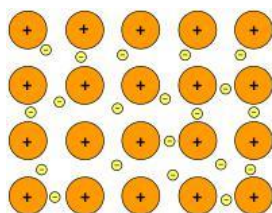


Enlace metálico

El enlace metálico se produce cuando **se combinan metales entre sí**. Los átomos de los metales necesitan ceder electrones para alcanzar la configuración de un gas noble. En este caso, los metales pierden los electrones de valencia y se forma una nube de electrones entre los núcleos positivos.

El enlace metálico se debe a la atracción entre los electrones de valencia de todos los átomos y los cationes que se forman.

Este enlace se presenta en el oro, la plata, el aluminio, etc. Los electrones tienen cierta movilidad; por eso, los metales son buenos conductores de la electricidad. La nube de electrones actúa como "pegamento" entre los cationes. Por esta razón casi todos los metales son sólidos a temperatura ambiente.



REGLA DEL OCTETO

Esta regla dice que los átomos forman uniones hasta rodearse de 8 electrones en su capa más externa, para tener la misma configuración electrónica del gas noble más cercano a ellos en la tabla. Las excepciones a esta regla son: el H (que llega a 2 electrones) y otros que veremos más adelante.

Símbolos de puntos de Lewis

El desarrollo de la tabla periódica y el concepto de configuración electrónica dieron a químicos los fundamentos para entender cómo se forman las moléculas y los compuestos. La explicación propuesta por Gilbert Lewis es que los átomos se combinan para alcanzar una configuración electrónica más estable. La estabilidad máxima se logra cuando un átomo es isoelectrónico con un gas noble. Cuando los átomos interactúan para formar un enlace químico, sólo entran en contacto sus regiones más externas. Por esta razón, estudian los enlaces químicos se consideran sobre todo los electrones de valencia. Para reconocer los electrones de valencia y asegurarse de que el número total de electrones no cambia en una reacción química, los químicos utilizan el sistema de puntos desarrollado por Lewis. Un **símbolo de puntos de Lewis** consta del símbolo de elemento y un punto para cada electrón de valencia de un átomo del elemento. **La figura 1** indica los símbolos de puntos de Lewis para los elementos representativos y los gases nobles. Observe que, con excepción del helio, el número de electrones de valencia de cada átomo es igual al número de grupo del elemento. Por ejemplo, el Li es un elemento del grupo 1A y tiene un punto para un electrón de valencia; el Be es un elemento del grupo 2A y tiene dos electrones de valencia (dos puntos), y así sucesivamente. Los elementos de un mismo grupo poseen configuraciones electrónicas externas similares y, en consecuencia, también se asemejan los símbolos de puntos de Lewis. Los metales de transición, lantánidos y actínidos, tienen capas internas incompletas y en general no es posible escribir símbolos sencillos de puntos de Lewis para ellos.

Aprenderás a utilizar las configuraciones electrónicas y la tabla periódica para predecir qué tipo de enlaces formarán los átomos, así como el número de enlaces de un átomo que se pueden construir de un elemento particular y qué tan estable es el producto.

Figura 1

Estructura de Lewis para los elementos representativos y gases nobles																	
1 1A	2 2A											13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A
•H•	•Be•											•B•	•C•	•N•	•O•	•F•	•Ne•
•Li•	•Mg•	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 8B	10 8B	11 1B	12 2B	•Al•	•Si•	•P•	•S•	•Cl•	•Ar•
•K•	•Ca•											•Ga•	•Ge•	•As•	•Se•	•Br•	•Kr•
•Rb•	•Sr•											•In•	•Sn•	•Sb•	•Te•	•I•	•Xe•
•Cs•	•Ba•											•Tl•	•Pb•	•Bi•	•Po•	•At•	•Rn•
•Fr•	•Ra•																

REACCIONES QUÍMICAS

Las reacciones químicas son fenómenos de transformación química de las sustancias en otras diferentes. **En ellas intervienen los reactivos, que son las sustancias que reaccionan, y los productos de reacción, que son las sustancias que se obtienen.** Las reacciones se representan simbólicamente mediante ecuaciones químicas. **Las sustancias se representan por medio de fórmulas químicas.** El agua está formada por 2 átomos de hidrógeno (H) y 1 de oxígeno (O), y su fórmula química es: H_2O , donde el subíndice 2 indica la cantidad de átomos de H. La molécula de oxígeno se representa O_2 , y la de hidrógeno H_2 .

MOL Y MASA MOLAR

Incluso las muestras más pequeñas que manejamos en el laboratorio contienen enormes cantidades de átomos, iones o moléculas. Por ejemplo, una cucharita de agua (aproximadamente 5 mL) contiene 2×10^{23} moléculas de agua, un número tan grande que casi resulta imposible de entender. Por lo tanto, los químicos idearon una unidad especial de conteo para describir números tan grandes de átomos o moléculas.

En la vida cotidiana utilizamos unidades de conteo como una docena (12 objetos) para manejar cantidades relativamente grandes.

En química, la unidad para manejar el número de átomos, iones o moléculas de una muestra de tamaño común es el **mol**. Un mol es la cantidad de materia que contiene tantos objetos (átomos, moléculas o cualquier objeto a considerar) como el número de átomos en exactamente 12 g de ^{12}C isotópicamente puro. Mediante experimentos los científicos determinaron que este número era 6.0221421×10^{23} .

Los científicos llaman a este número el número de Avogadro, en honor al científico italiano Amedeo Avogadro (1776-1856). El número de Avogadro tiene el símbolo N_A , el cual generalmente redondeamos a $6.02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$. La unidad mol^{-1} ("mol inversa" o "por mol") nos recuerda que hay 6.02×10^{23} objetos por un mol. Un mol de átomos, un mol de moléculas o un mol de cualquier otra cosa contiene el número de Avogadro de estos objetos.

La masa en gramos de un mol de una sustancia (es decir, la masa en gramos por mol) se conoce como **masa molar** de la sustancia. La masa molar (en g/mol) de cualquier sustancia siempre es numéricamente igual a su peso formular (en una). Por ejemplo, la sustancia NaCl tiene un peso formular de 58.5 uma, y una masa molar de 58.5 g/mol.

Ejercitación: Materia y sistemas materiales

1. Clasifique los siguientes sistemas homogéneos en soluciones y sustancias puras: a) Hierro b) Etanol c) Aire d) Agua de mar filtrada e) Nafta f) Oxígeno.
2. Indique si los siguientes sistemas son homogéneos o heterogéneos: a) Agua y aceite b) Agua con hielo. c) Sal común d) Agua con sal diluida. e) Tinta disuelta en alcohol f) Agua y arena g) Varios trozos de hielo.
3. En los sistemas heterogéneos anteriores indique cuáles son sus fases y sus componentes.
4. ¿Cuáles de estas afirmaciones son correctas y cuáles no? a) Un sistema con un solo componente debe ser homogéneo b) Un sistema con dos componentes gaseosos debe ser homogéneo c) Un sistema con dos componentes líquidos debe ser homogéneo.
5. Señala el nombre de los siguientes cambios de estado: a) De agua líquida a vapor de agua. b) De cobre sólido a cobre líquido. c) De oxígeno gaseoso a oxígeno líquido. d) De azufre líquido a azufre sólido. e) De yodo gaseoso a yodo sólido. f) De dióxido de carbono sólido a dióxido de carbono gaseoso.
6. Los puntos de fusión normales del mercurio y del cesio son -39°C y 28°C , respectivamente. Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas.
 - a) a 30°C ambas sustancias son gases
 - b) a 50°C ambas sustancias son sólidas.
 - c) a 0°C el mercurio es líquido y el cesio sólido.
 - d) a 30°C ambas sustancias son sólidas.
7. ¿Cuáles de las siguientes propiedades son intensivas (I) (no dependen de la cantidad de materia) y cuáles extensivas (E)? a) Volumen b) Punto de ebullición c) Estado físico d) Masa e) Densidad f) Solubilidad g) Altura h) Temperatura i) Combustibilidad.
8. Señala con una cruz las afirmaciones correctas:
 - (a) Un sistema formado por sal y agua puede dar una mezcla homogénea o heterogénea según la temperatura a la que se encuentre.
 - (b) Un sistema formado por hielo y agua líquida no presenta zonas con distintas propiedades intensivas por tener un único componente.
 - (c) El punto de ebullición del agua en Buenos Aires es diferente al punto de ebullición del agua en La Paz, Bolivia.
 - (d) Una mezcla formada por gasoil y agua es heterogénea.

9. Indica la afirmación correcta para separar los componentes que deseamos en cada una de las siguientes mezclas:

l) Se busca oro en el lodo de un río

- (a) Es una mezcla heterogénea que se puede separar por tamizado.
- (b) Es una mezcla heterogénea que se puede separar por atracción magnética.
- (c) Es una mezcla homogénea que se puede separar por tamizado.
- (d) Es una mezcla homogénea que se puede separar por decantación.

- (a) Es una solución en la que se puede aplicar la destilación para obtener agua pura.
- (b) Es una solución en la que sólo hay que esperar la evaporación.
- (c) Es una mezcla heterogénea en la que mediante filtración se puede obtener la sal.
- (d) Es una mezcla heterogénea en la que se puede utilizar la decantación.

10. Complete la siguiente tabla:

Átomo	Z	A	Protones	Neutrones	Electrones
Na ⁺	11	23			
Ba	56	137			
Al ³⁺		27		14	
S ²⁻			16	16	
Sn		119		69	
Br ⁻		80			36

11. Indique el número de protones, neutrones y electrones de los siguientes átomos o iones: a) Mg (Z = 12, A = 24). b) As (Z = 33, A = 75). c) S²⁻ (Z = 16, A = 32). d) Ag⁺ (Z = 47, A = 108).

12. Indique la composición del núcleo y la corteza de los siguientes átomos:

a) K (Z = 19, A = 39) b) P (Z = 15, A = 31)

13. Sabiendo que el ion de carga +3 de un átomo contiene 26 protones y 30 neutrones, indique sus números másico y atómico, así como la cantidad de electrones que presenta.

14. Un ion del elemento aluminio (Z = 13, A = 27) contiene diez electrones. Indique la carga del ion y cuántos neutrones contiene.

15. Un ion de un átomo con número de oxidación -1 contiene 17 protones y 18 neutrones. Indique sus números atómico y másico, así como la cantidad de electrones que contiene.

16. Escriba la configuración electrónica del estado fundamental de los átomos e iones siguientes: Al^{3+} , K , Br^- y Si .

17. Considere un átomo neutro con la siguiente configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. ¿Cuál es su número atómico?

18. Escriba la configuración electrónica del estado fundamental de los átomos e iones siguientes: N^{3-} , Mg^{2+} , Cl^- , K^+ y Fe . ¿Cuáles de ellos son isoelectrónicos?

19. Dados los elementos de números atómicos 19, 23 y 48, escriba la configuración electrónica en el estado fundamental de estos elementos. Explique si el elemento de número atómico 30 pertenece al mismo periodo y/o al mismo grupo que los elementos anteriores. ¿Qué característica común presentan en su configuración electrónica los elementos de un mismo grupo?

20. ¿Por qué, si el magnesio y el cinc tienen dos electrones en el último nivel energético, no están situados dentro del mismo grupo?

21. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas pertenecientes a elementos neutros:

A ($1s^2 2s^2 2p^2$), B ($1s^2 2s^2 2p^5$), C ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$), D ($1s^2 2s^2 2p^4$) Indique razonadamente: a) Grupo y periodo al que pertenece cada elemento. b) El elemento de mayor y el de menor electronegatividad. c) El elemento de mayor y de menor radio atómico.

22. Justifique la existencia de los iones: Na^+ , Mg^{2+} , Cl^- , O^{2-} , P^{3-} , Hg^{2+} y Zn^{2+} .

23. Dado el elemento cuya configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$: a) Justifique el periodo y grupo del sistema periódico a los que pertenece. b) ¿Cuál será la configuración de su ion más estable?

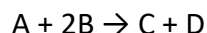
24. Escriba el diagrama de Lewis para a) amoníaco, b) agua, c) metano, d) dióxido de carbono, e) bromuro de hidrógeno.

UNIDAD

II

Introducción

Como se dijo anteriormente las reacciones químicas son fenómenos de transformación química de las sustancias en otras diferentes. Las mismas se simbolizan mediante *ecuaciones* de la siguiente manera:



Interpretándose de la siguiente manera: Los *reactivos* A y B se combinan y reaccionan para dar los *productos* C y D.

Nótese que para esta reacción general 1 mol de A reacciona con 2 moles de B. Estos coeficientes son propios de cada ecuación química y deben ser fijados mediante balanceo.

El estudio cuantitativo de las reacciones químicas se lo denomina estequiometría.

A continuación resolveremos algunos ejemplos sencillos:

Dada la reacción $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{CO}_2$

- a. ¿Cuántos moles de agua se obtendrán a partir de 3,5 moles de metano?

1 mol de CH_4 _____ 2 moles de H_2O
3,5 moles de CH_4 _____ $x = 7$ moles de agua.

- b. ¿Cuántos gramos de agua se obtuvieron?

1 mol de H_2O _____ 18 gramos
7 moles de H_2O _____ $x = 126$ gramos de agua.

Nomenclatura de Compuestos inorgánicos
--

Clasificación de los compuestos

Los compuestos pueden ser clasificados de distintas maneras:

1.- Según el número de elementos diferentes que hay en su fórmula química se clasifican en *Compuestos binarios*, *ternarios* y *cuaternarios*. Así, por ejemplo, el NaCl , el H_2O y el CO_2 son compuestos binarios; el NaOH y el H_2SO_4 son compuestos ternarios y el NaHCO_3 es un compuesto cuaternario.

2.- Teniendo en cuenta las clases de elementos que lo constituyen, se clasifican en compuestos orgánicos y compuestos inorgánicos, aún cuando esta división no es taxativa.

a) Compuestos orgánicos

Estos compuestos se caracterizan porque en su fórmula química siempre se encuentra presente el elemento carbono, combinado con otros elementos que pueden ser hidrógeno, oxígeno, nitrógeno y/o azufre. Son estudiados detalladamente por la Química Orgánica (también llamada Química del Carbono). El nombre de “orgánicos” proviene de la antigua creencia de que estas sustancias sólo podían obtenerse de los seres vivos.

Los químicos orgánicos estudian la estructura de las moléculas orgánicas, sus propiedades químicas y métodos de síntesis.

Los hidratos de carbono, los alcoholes, las proteínas, las grasas, las vitaminas, la mayoría de los medicamentos, etc. son compuestos orgánicos. Las siguientes sustancias: metano (CH_4), propano (C_3H_8), butano (C_4H_{10}), etanol ($\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}$), acetileno (C_2H_4), benceno (C_6H_6), anilina ($\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$), ácido acético ($\text{CH}_3\text{-COOH}$), etc., son ejemplos de compuestos orgánicos.

Por conveniencia, algunos compuestos que contienen carbono, tales como monóxido de carbono (CO), dióxido de carbono (CO_2), disulfuro de carbono (CS_2), cianuros (CN^-), carbonatos (CO_3^{2-}) etc., son incluidos dentro de los compuestos inorgánicos.

LA FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA DE ESTE TIPO DE COMPUESTOS SERÁ ESTUDIADA DURANTE LA CURSADA DE QUÍMICA II.

Si es importante la reacción que pueden tener estos compuestos, una muy conocida es la reacción de combustión



La combustión en sentido amplio, puede entenderse toda reacción química, relativamente rápida, de carácter notablemente exotérmico, que se desarrolla en fase gaseosa o heterogénea (líquido-gas, sólido-gas), sin exigir necesariamente la presencia de oxígeno, con o sin manifestación del tipo de llamas o de radiaciones visibles.

Desde el punto de vista de la teoría clásica, la combustión se refiere a las reacciones de oxidación, que se producen de forma rápida, de materiales llamados combustibles, formados

fundamentalmente por carbono (C) e hidrógeno (H) y en algunos casos por azufre (S), en presencia de oxígeno, denominado el comburente y con gran desprendimiento de calor.

Desde un punto de vista funcional, la combustión es el conjunto de procesos físico-químicos, por los cuales se libera controladamente parte de la energía interna del combustible(energía química) que se manifiesta al exterior bajo la forma de calor, para ser aprovechado dentro de un horno o una caldera.

En adelante, todo se refiere a la teoría clásica. En la realidad, en lugar de oxígeno puro, la reacción se produce con presencia de aire, que normalmente, para simplificar los cálculos, se le considera con una composición en volumen; de 21% de oxígeno y 79% de nitrógeno.

La combustión es generalmente entendida como sinónimo de arder, pero, desde un punto de vista químico, la combustión es un fenómeno mucho más amplio. La combustión se puede definir como una reacción de oxidación altamente exotérmica, lo que significa que es una reacción que desprende energía en forma de calor, a veces acompañada de luz, como ocurre en el fuego.

Aunque la combustión sea una reacción exotérmica, su inicio puede requerir que se aporte calor hasta llegar a la temperatura de ignición, una característica de cada sustancia. Una vez que comienza la combustión, el propio calor que desprende la reacción sirve para que esta continúe.

Combustibles y comburentes

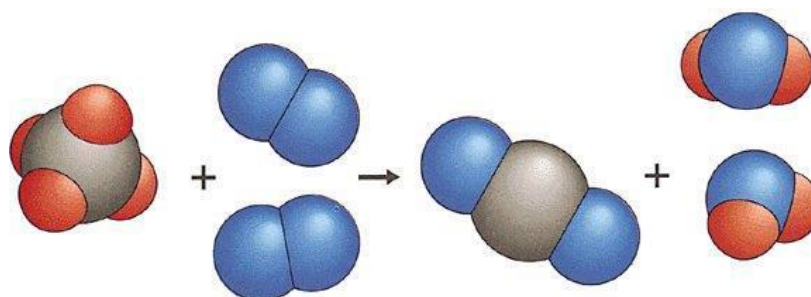
Como en toda reacción, hay unas sustancias que reaccionan entre sí, los sustratos, para formar otras sustancias, los productos. Los sustratos de la combustión se denominan combustible y comburente:

(e) combustible: es la sustancia oxidable, la que “arde”.

(f) comburente: es la sustancia oxidante, la que provoca o favorece la combustión del combustible (no confundir con carburante, que es un tipo de combustible).

Los combustibles son sustancias que desprenden calor al oxidarse y algunos de los más habituales son hidrocarburos, tanto gaseosos como líquidos y sólidos. Por ejemplo, el butano es un hidrocarburo gaseoso, el gasóleo es líquido y el carbón es sólido. Entre los comburentes, el mas común es el oxígeno propio del aire. Los productos derivados de la combustión dependen de los combustibles y comburentes implicados. En la combustión más típica, la de un hidrocarburo y oxígeno, los enlaces carbono-hidrógeno presentes en el hidrocarburo se rompen y ambos elementos se combinan con el oxígeno para formar dióxido de carbono (CO_2) y vapor de agua (H_2O).

Una de las reacciones que se produce es la siguiente:



Como los enlaces C-H contienen más energía que los enlaces C-O y H-O, hay energía que se libera y es la causante del calor.

La combustión es una reacción imprescindible para muchas formas de vida de nuestro planeta, incluyendo los seres humanos, que utilizan la combustión controlada de nutrientes a nivel celular como fuente de energía. Por ejemplo, las mitocondrias utilizan la energía que desprende la combustión de glucosa para formar ATP, molécula que la célula puede utilizar posteriormente en sus procesos vitales que requieran de aporte energético.

Combustión completa y combustión incompleta

Viendo el ejemplo anterior de la combustión del metano, se puede ver que se necesitan dos moléculas de O₂ para la combustión de una molécula de CH₄. Si hay suficiente oxígeno, habrá una combustión completa en la que todo el metano se transforma en CO₂ y H₂O.

La relación entre cantidad de combustible y de comburente para una combustión completa es la relación estequiométrica. En el ejemplo del metano y el oxígeno, esta relación sería 1:2. Por debajo de este nivel, la combustión de un material puede seguir produciéndose pero llegará un momento en el que el oxígeno se agote y la reacción se detenga o se de parcialmente. La combustión habrá sido incompleta.

En la combustión incompleta de hidrocarburos, además de producirse CO₂, H₂O y de quedar combustible sin reaccionar, se pueden producir otras sustancias derivadas. Por ejemplo, el hollín son partículas sólidas de pequeño tamaño, formadas principalmente por carbono impuro, que se producen como consecuencia de la combustión incompleta de la madera, carbón y otros combustibles hidrocarbureados.

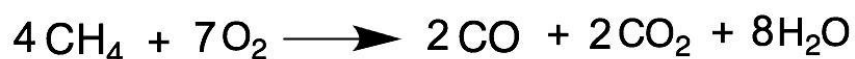
El control de la combustión es muy importante en ciertas aplicaciones, por ejemplo los motores de combustión de los automóviles. El diseño del dispositivo debe asegurar un caudal de aire adecuado que permita una combustión completa y minimice la formación de restos que puedan dañar el propio dispositivo.

Además, la combustión incompleta de hidrocarburos también produce monóxido de carbono (CO), un gas con mayor impacto medioambiental y más tóxico que el CO₂.

Combustión completa



Combustión incompleta



Para hacerse una idea de la mayor toxicidad, el límite de exposición permisible del OSHA para el CO en aire es de 50 ppm mientras que es de 5000 ppm para el CO₂ (ASHRAE recomienda no superar los 1000 ppm). Por este motivo, la producción de monóxido de carbono por combustión incompleta es una de las principales consideraciones de seguridad en aparatos domésticos, tales como estufas y cocinas.

Diferencias entre combustión completa e incompleta	
COMBUSTIÓN COMPLETA	COMBUSTIÓN INCOMPLETA
-Mucho oxígeno	-Poco oxígeno
-Humo blanco	-Humo negro
-Sin residuo	-Deja residuo negro (hollín)
-Llama azul	-Llama amarilla
-Produce CO ₂ y H ₂ O	-Produce C, CO, CO ₂ y H ₂ O

b) Compuestos inorgánicos

Dentro de este grupo se incluyen todos los compuestos que no poseen el elemento carbono en su fórmula química, con las excepciones arriba mencionadas.

3.- Considerando el tipo de unión entre los átomos que forman los compuestos, se clasifican en *compuestos covalentes* y *compuestos iónicos*.

Nomenclatura de Compuestos inorgánicos

Clasificación de los compuestos

Los compuestos pueden ser clasificados de distintas maneras:

1.- Según el número de elementos diferentes que hay en su fórmula química se clasifican en *Compuestos binarios*, *ternarios* y *cuaternarios*. Así, por ejemplo, el NaCl, el H₂O y el CO₂ son compuestos binarios; el NaOH y el H₂SO₄ son compuestos ternarios y el NaHCO₃ es un compuesto cuaternario.

2.- Teniendo en cuenta las clases de elementos que lo constituyen, se clasifican en compuestos orgánicos y compuestos inorgánicos, aún cuando esta división no es taxativa.

a) Compuestos orgánicos

Estos compuestos se caracterizan porque en su fórmula química siempre se encuentra presente el elemento carbono, combinado con otros elementos que pueden ser hidrógeno, oxígeno, nitrógeno y/o azufre. Son estudiados detalladamente por la Química Orgánica (también llamada Química del Carbono). El nombre de “orgánicos” proviene de la antigua creencia de que estas sustancias solo podían obtenerse de los seres vivos.

Los químicos orgánicos estudian la estructura de las moléculas orgánicas, sus propiedades químicas y métodos de síntesis.

Los hidratos de carbono, los alcoholes, las proteínas, las grasas, las vitaminas, la mayoría de los medicamentos, etc. son compuestos orgánicos. Las siguientes sustancias: metano (CH₄), propano (C₃H₈), butano (C₄H₁₀), etanol (CH₃-CH₂OH), acetileno (C₂H₄), benceno (C₆H₆), anilina (C₆H₅NH₂), ácido acético (CH₃-COOH), etc., son ejemplos de compuestos orgánicos.

Por conveniencia, algunos compuestos que contienen carbono, tales como monóxido de carbono (CO), dióxido de carbono (CO₂), disulfuro de carbono (CS₂), cianuros (CN)⁻, carbonatos (CO₃)⁻² etc., son incluidos dentro de los compuestos inorgánicos.

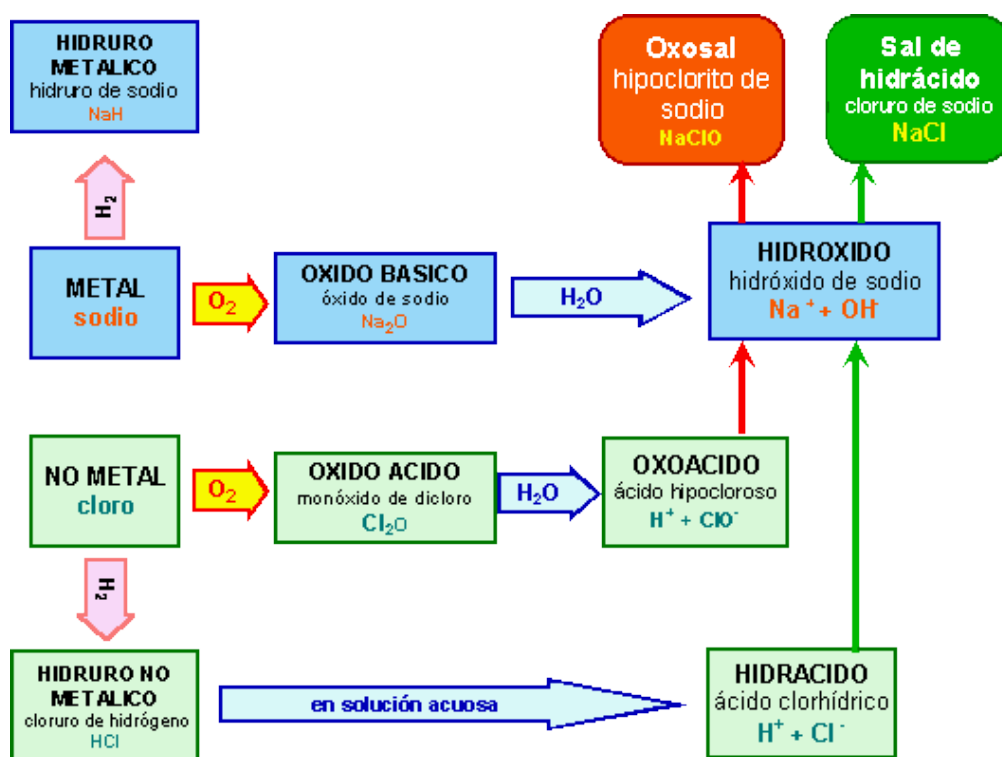
b) Compuestos inorgánicos

Dentro de este grupo se incluyen todos los compuestos que no poseen el elemento carbono en su fórmula química, con las excepciones arriba mencionadas.

3.- Considerando el tipo de unión entre los átomos que forman los compuestos, se clasifican en *compuestos covalentes* y *compuestos iónicos*.

Nomenclatura y formulación de compuestos inorgánicos

A continuación se muestra un esquema de los diferentes compuestos inorgánicos.



Esquema 1

Al existir una gran variedad de compuestos químicos es necesario desarrollar un método que permita entenderse y evite que un mismo compuesto sea nombrado de formas distintas según el criterio personal. La nomenclatura actual está sistematizada mediante las reglas propuestas por la IUPAC (Internacional Union of Pure and Applied Chemistry).

Aprenderemos a nombrar y a formular los compuestos químicos inorgánicos de tres maneras: STOCK, sistemática y Tradicional. Aunque según la IUPAC la nomenclatura sistemática es de uso obligatorio, también es necesario conocer la de Stock y la tradicional ya que para determinados compuestos, como los oxoácidos y oxisales, son admitidas.

Antes de comenzar a describir cada tipo de compuesto, definiremos los conceptos: valencia y estado de oxidación.

La **valencia** de un átomo o elemento es el número que expresa la capacidad de combinarse con otros para formar un compuesto. Es siempre un número positivo.

El **número de oxidación** es un número entero que representa el número de electrones que un átomo gana o pierde cuando forma un compuesto determinado.

Es positivo si el átomo pierde o comparte electrones con un átomo que tenga tendencia a captarlos y negativo si el átomo gana o comparte electrones con un átomo que tenga tendencia a cederlos.

Convencionalmente se suponen las siguientes reglas:

- a) El número de oxidación de un ión simple coincide con su carga.
- b) En un elemento, el número de oxidación de los átomos es cero.
- c) La suma de los números de oxidación de los átomos que constituyen un compuesto, multiplicados por los correspondientes subíndices es cero.
- d) El número de oxidación del Hidrogeno es +1 cuando se combina con elementos no metálicos y -1 cuando se combina con elementos metálicos.
- e) El número de oxidación del Oxígeno es -2, salvo en peróxidos que es -1.

Óxidos

En el *esquema 1* podemos observar que existen dos tipos diferentes de óxidos. Cuando el oxígeno se combina con un metal se obtiene un **óxido básico**, por otra parte, si la reacción es con un no metal el producto es un **óxido ácido**. **La formulación y nomenclatura es general para ambos óxidos.**

La **fórmula general de los óxidos** es la siguiente:

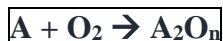


Siendo **A** el elemento que da nombre al óxido, **n** es el estado de oxidación del elemento **A** en el óxido y 2 corresponde al estado de oxidación del oxígeno (**O**) cambiado de signo.

Si deseamos formular los óxidos de hierro, debemos considerar los estados de oxidación del mismo: Fe (+2, +3). Teniendo en cuenta lo dicho anteriormente, obtenemos Fe_2O_2 y Fe_2O_3 , donde los subíndices que indican el número de átomos de cada elemento son los estados de oxidación intercambiados y positivos.

▲ *Un detalle más para tener en cuenta es que cuando **n** es número par, la fórmula del óxido debe simplificarse. Por lo tanto en el caso de Fe_2O_2 , la fórmula correcta es FeO .*

La **reacción de obtención de los óxidos** es la siguiente:

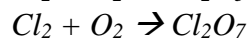
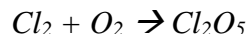
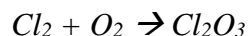
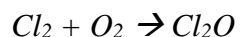


▲ Es necesario hacer incapié en el hecho de que el 2 que se encuentra como subíndice en el Oxígeno del lado de los reactivos (O_2) no refiere al estado de oxidación del mismo, sino a su **atomicidad** en la naturaleza.

La atomicidad indica el número de átomos de un mismo elemento que conforma una molécula.

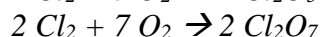
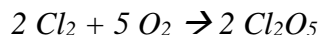
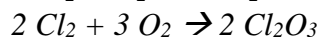
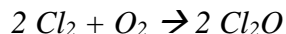
Las **moléculas diatómicas homonucleares** son los halógenos (Cl_2 , Br_2 , I_2 , F_2), el nitrógeno (N_2), el hidrógeno (H_2) y el oxígeno (O_2).

Por ejemplo planteemos las reacciones de obtención para todos los óxidos de cloro. Los estados de oxidación del cloro son: +1, +3, +5, +7.



La formación de cada óxido dependerá del estado de oxidación con que actúe el cloro.

De acuerdo a la **Ley de Lavoiser**, o también llamada **Ley de conservación de la masa**, en una reacción química la suma de la masa de los reactivos es igual a la suma de la masa de los productos. Por lo que es necesario balancear al tanteo las ecuaciones anteriores.



Como se mencionó con anterioridad los óxidos pueden nombrarse mediante tres maneras.

- 1) En la **nomenclatura de STOCK** el estado de oxidación del elemento se indica con entre paréntesis con números romanos. Si éste es único no se indica.

Para los óxidos de cloro anteriores la nomenclatura STOCK sería:

Cl_2O óxido de Cloro (I)

Cl_2O_3 óxido de Cloro (III)

Cl_2O_5 óxido de Cloro (V)

Cl_2O_7 óxido de Cloro (VII)

- 2) En la **nomenclatura sistemática** se utilizan prefijos numerales que indican los átomos de cada elemento que hay en el compuesto.

Nº de átomos	Prefijo
1	Mono
2	Di
3	Tri
4	Tetra
5	Penta
6	Hexa
7	Hepta

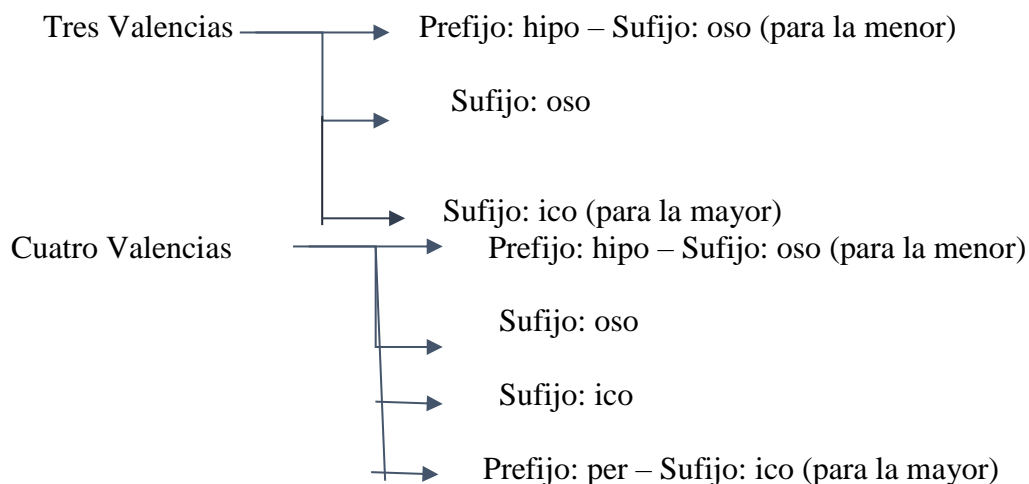
Cl_2O monóxido de dicloro
 Cl_2O_3 trióxido de dicloro
 Cl_2O_5 pentaóxido de dicloro
 Cl_2O_7 heptaóxido de dicloro

- 1) En la **nomenclatura tradicional** se utilizan sufijos y prefijos para indicar la valencia del elemento.

Única Valencia → sufijo: ico

Dos Valencias → sufijo: oso (para la menor)

→ Sufijo: ico (para la mayor)



Para los óxidos de cloro tendremos entonces:

Cl_2O óxido hipocloroso

Cl_2O_3 óxido cloroso

Cl_2O_5 óxido clórico

Cl_2O_7 óxido perclórico

Oxoácidos

Los oxoácidos se obtienen por reacción de un óxido ácido y agua.

La **fórmula general de los oxoácidos** es la siguiente:

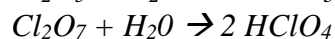
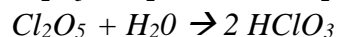
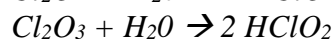
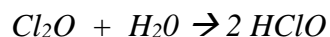


Siendo **A** el no metal, **H** es el Hidrógeno y **O** el Oxígeno. Los valores de los subíndices **i** y **j** dependerán de la valencia del no metal en cuestión.

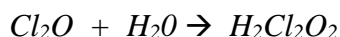
La **reacción de obtención de los oxoácidos** en término generales es la siguiente:



Para los óxidos de cloro las reacciones de obtención balanceadas al tanteo son:



▲ Quizás pueda preguntarse, si es correcto escribir la reacción del siguiente modo:



La respuesta es que no es correcto, ya que al igual que en los óxidos cuando se tenga en la fórmula subíndices pares, se deben simplificar.

Para nombrar los oxácidos solo emplearemos la **nomenclatura tradicional**, por ser la más utilizada. Ésta sigue los mismos lineamientos que en caso de los óxidos y solo reemplaza la palabra “óxido” por “ácido”.

Con lo cual, tendremos:

$HClO$	Ácido hipocloroso
$HClO_2$	Ácido cloroso
$HClO_3$	Ácido clórico
$HClO_4$	Ácido perclórico

Hidróxidos

Los hidróxidos se obtienen por reacción de un óxido básico y agua.

La **fórmula general de los hidróxidos** es la siguiente:

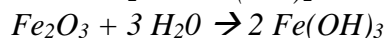
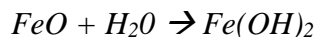


Donde **Me** es el metal y **n** su valencia.

La **reacción de obtención de los hidróxidos** en término generales es la siguiente:

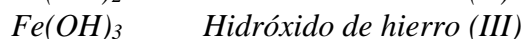
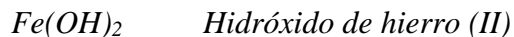


Para los óxidos de hierro las reacciones de obtención balanceadas al tanteo son:



Para nombrarlos emplearemos:

1) La **nomenclatura de STOCK**:



2) La **nomenclatura tradicional**:



Hidruros metálicos

Los hidruros se obtienen por reacción de hidrógeno y un metal. En éstos compuestos el hidrógeno actúa con estado de oxidación -1.

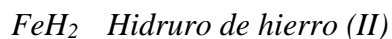
La **fórmula general de los hidruros metálicos** es la siguiente:



Donde **Me** es el metal y **n** su valencia.

Para nombrarlos emplearemos:

1) La **nomenclatura de STOCK**:



FeH_3 Hidruro de hierro (III)

2) La **nomenclatura tradicional**:

FeH_2 Hidruro ferroso

FeH_3 Hidruro férrico

Hidruros no metálicos (hidrácidos)

Los **hidrácidos** resultan de la combinación del hidrógeno con los haluros o los anfígenos, elementos del grupo del oxígeno o del grupo del flúor: Oxígeno, azufre, selenio y telurio o flúor, cloro, bromo y yodo.

El hidrógeno actúa con estado de oxidación +1 y el otro elemento con su estado de oxidación negativo.

Se formulan escribiendo en primer lugar el símbolo del hidrógeno, que llevará como subíndice la valencia del otro elemento, seguido del símbolo de ese segundo elemento.

Los hidrácidos se obtienen por reacción de hidrógeno y un no metal de los grupos mencionados anteriormente.

La **fórmula general de los hidrácidos** es la siguiente:



Donde **A** es el metal y **n** su valencia.

Para nombrarlos emplearemos únicamente:

1) La **nomenclatura tradicional**:

En estado gaseoso se utiliza la terminación – uro para indicar la valencia del elemento. Disueltos en agua son ácidos y se usa la terminación –hídrico.

HF fluoruro de hidrógeno Ac. Fluorhídrico (ac)

H_2S sulfuro de hidrógeno Ac. Sulfhídrico (ac)

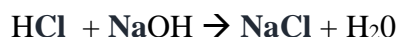
Sales

Del *esquema 1* observamos que las sales las podemos clasificar como oxosales o sales de hidrácidos (también denominadas sales binarias).

Las **sales binarias** se obtienen por reacción de un hidrácido y un hidróxido. Para formular una sal, se escribe en primer lugar el catión, después el anión, y se intercambian las cargas. Si se puede, los subíndices se simplifican y si alguno vale 1 no se escribe.

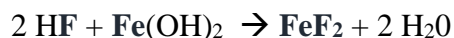
Es necesario tener en cuenta que como otro producto de la reacción de obtención de la sal se obtiene agua.

Veamos unos ejemplos...



Se muestra la reacción de obtención del **cloruro de sodio** (sal de mesa). En ésta sal, el anión es el **cloruro** Cl^- y el **catión** es el Na^+ .

▲ *Tener en cuenta que la sal se nombra de manera inversa a como se formula. Es decir primero el anión y luego el catión.*



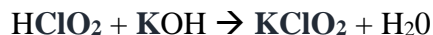
En este caso se obtiene el **fluoruro ferroso** (empleando la nomenclatura tradicional) o **fluoruro de hierro (II)** (empleando la nomenclatura de stock). En ésta sal el anión es el **fluoruro** F^- y el **catión** es Fe^{+2} .

▲ *Observar que se balancea al tanteo agregando coeficientes delante de los reactivos o productos.*

Las **oxosales** se obtienen por reacción de un oxoácido y un hidróxido. La formulación es equivalente a las de sales binarias.

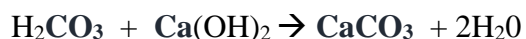
Para nombrarlas, utilizamos la regla nemotécnica “**pico de pato, oso chiquito**”. Esto implica que aquellos aniones provenientes de ácidos en cuyo nombre el sufijo empleando es ico, se nombrarán con el sufijo ato. En tanto que los que provienen de ácido cuya terminación es oso, se los nombra con el sufijo ito.

Veamos unos ejemplos...



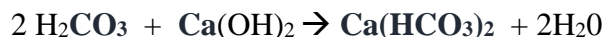
Se muestra la reacción de obtención del **clorito de potasio**. En ésta sal, el anión es el **clorito** ClO_2^- y el **catión** es el K^+ .

▲ *Observar que el oxoácido reactivo es el ácido cloroso por lo que el anión proveniente del mismo es el **clorito**.*



En este caso se obtiene el **carbonato de calcio**. En ésta sal el anión es el **carbonato** CO_3^{2-} y el **catión** es Ca^{+2} .

▲ *Se puede observar que a partir del ácido carbónico se puede obtener tanto el anión carbonato (como en el caso anterior) o el anión bicarbonato HCO_3^- , también denominado carbonato ácido.*

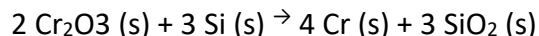


En este caso la sal obtenida es el **bicarbonato de calcio** (también denominado **carbonato ácido de calcio**).

Ejercicios: Estequiometría

Recuerde antes de hacer cualquier cálculo estequiométrico asegúrese que la reacción se encuentre balanceada.

1. El paso final en la producción del metal cromo consiste en la reacción del óxido de cromo (III) con silicio a alta temperatura:



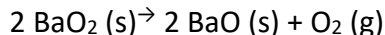
- a) ¿Cuántos moles de Si reaccionan con 5 moles de Cr_2O_3 ? *7,5 moles.* b) ¿Cuántos moles de cromo metálico se forman? *10 moles.*

2. El clorato de potasio, KClO_3 , se obtiene por la acción del cloro sobre una disolución de hidróxido de potasio KOH en caliente, según la reacción:



- a) Calcule el número de moles de KClO_3 que se obtiene al reaccionar 10 moles de KOH con la cantidad suficiente de Cl_2 . *1.67 moles.*
b) Calcule el número de moles de Cloro que reaccionan completamente con 5 moles de hidróxido de potasio. *2,5 moles.*

3. El peróxido de bario se descompone a temperaturas altas de acuerdo con la ecuación química:



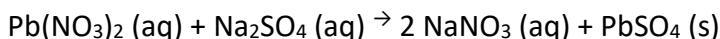
Si el oxígeno liberado al calentar 10 g de peróxido de bario se recoge en un recipiente de 1 litro, a 27°C , ¿Cuál será la presión del oxígeno en el recipiente? *0,726 atm.*

4. El CaCO_3 es el principal ingrediente de ciertas tabletas antiácidos comerciales. En una disolución de HCl , el CaCO_3 se disuelve, ya que se produce la reacción:



- a) ¿Qué volumen de HCl 0,1 M se requeriría para que reaccione totalmente una tableta de 0,540 g, suponiendo que esta es de CaCO_3 puro? *108 ml.*

5. Un agua contaminada contiene $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ disuelto, que reacciona con el sulfato de sodio según la ecuación:



Calcule la concentración molar de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ en el agua sabiendo que 500 ml de ésta reaccionaron exactamente con 0,450 g de Na_2SO_4 . $6,34 \cdot 10^{-3} \text{ M}$

Ejercicios: Nomenclatura de compuestos inorgánicos

- Utilizando las reglas del estado de oxidación, determinar el número de oxidación del P en (a) P_4O_6 , (b) H_3PO_4 , (c) Na_3P ; (d) $(\text{PH}_4)^+$, (e) POCl_3 .
- Formular: (a) Óxido de plata, (b) Monóxido de diyodo, (c) Óxido de cromo (III), (d) Trióxido de selenio, (e) Óxido de magnesio, (f) Trióxido de difósforo, (g) Óxido de platino (II), (h) Pentaóxido de dibromo, (i) Óxido de mercurio (II), (j) Óxido de níquel (III), (k) óxido ferroso, (l) óxido hipobromoso, (m) Trióxido de azufre, (n) óxido carbónico, (ñ) óxido plúmbico.
- Nombrar: (a) Au_2O_3 , (b) P_2O_5 , (c) TeO , (d) CoO , (e) CuO , (f) N_2O_3 , (g) Cl_2O_7 , (d) CaO , (e) CO , (f) PbO_2 , (g) K_2O , (h) I_2O_3 , (i) Br_2O_3 , (j) ZnO .
- A partir de los óxidos de los puntos 2. y 3. formular y nombrar los oxoácidos o hidróxidos según correspondan.
- Completa las ecuaciones:

a) P_2O_3	+	→
b) K_2O	+	→
c)	+	→	HClO_2
d)	+	→	$\text{Fe}(\text{OH})_3$
e)	+	→	H_2SO_3
- Teniendo en cuenta el punto 5
 - indica el estado de oxidación de cada elemento
 - Indica el tipo de compuesto
 - Indica el nombre de cada compuesto
- Formular: (a) Ácido fluorhídrico, (b) Ácido sulfhídrico, (c) Ácido yodhídrico, (d) Ácido fluorhídrico, (e) Hidruro de potasio, (f) Hidruro de magnesio, (g) Hidruro de plomo (II), (h) Metano, (i) Cloruro de hidrógeno, (j) Amoníaco.
- Formular: (a) Fluoruro de cromo (III), (b) Sulfuro de plomo (IV), (c) Cloruro de calcio, (d) Sulfuro de hierro (II), (e) Yoduro de plata, (f) Sulfuro estannoso, (g) Yoduro mercúrico, (h) Sulfuro de calcio, (i) Sulfato de cobre (I), (j) Yoduro de potasio, (k) Yodato de mercurio (II), (l) Carbonato de sodio, (m) bisulfito de níquel, (n) carbonato ácido de litio, (ñ) nitrito de plata, (o) sulfito de estroncio.

9

Nombrar:	AgCl ,
(a) Bi_2S_3 , (b)	(g)

$\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, (h) PbCO_3 , (i)

(c) CoBr_2 , (d) FeF , (e) CuI_2 , (j) (f) $\text{Co}(\text{BrO}_2)_3$,
CaS, (k) $\text{Al}(\text{HCO}_3)_3$, (l) $\text{Fe}(\text{ClO}_3)_3$,

(m) $\text{Cu}(\text{HSO}_4)_2$, (n) $\text{Sn}(\text{ClO})_2$.

UNIDAD

III

SOLUCIONES QUÍMICAS Y SOLUBILIDAD

En la naturaleza es difícil encontrar agua como sustancia pura. Lo normal es que esté presente en muchas otras sustancias disueltas. Basta apreciar la extraordinaria salinidad del agua de mar. Muchas de las sustancias disueltas en las aguas, son fundamentales para la vida animal y vegetal; otras son molestas o francamente tóxicas.

Una disolución está constituida por **soluto y solvente**. *El componente que se encuentra en menor cantidad y que se disgrega se llama soluto. El componente que se encuentra en mayor cantidad y que disgrega o disuelve, recibe el nombre de solvente.*

Por ejemplo en nuestras casas es frecuente el uso del “cloro” doméstico en una disolución en la que el disolvente es el agua y el soluto es el hipoclorito de sodio (NaClO). En una disolución, tanto el soluto como el solvente interactúan a nivel de sus componentes más pequeños (molécula, iones). Esto explica el carácter homogéneo de las disoluciones y la imposibilidad de separar sus componentes por métodos mecánicos.

Tipos de disoluciones

Aunque es frecuente asociar la palabra solución con el hecho de poner una sustancia en un líquido, generalmente agua, existen numerosos ejemplos que también deben clasificarse como disoluciones a pesar de que el disolvente no sea un líquido. **En general el estado físico del solvente determina el de la disolución.** De esta manera las disoluciones se pueden clasificar en: sólidas, líquidas y gaseosas.

A continuación, se presenta una tabla con ejemplos de las disoluciones más comunes según su estado físico:

Disoluciones	Solvente	Soluto	Ejemplo	Composición
gaseosas	gas	gas	aire	gases disueltos en N ₂
líquida	líquido	gas	bebida gaseosa	CO ₂ en agua
líquida	líquido	líquido	vinagre	ácido acético en agua
líquida	líquido	sólido	océanos	sales disueltas en agua

sólida	sólido	líquido	amalgama	mercurio en oro
sólida	sólido	sólido	aleaciones	estaño en cobre

En nuestro curso, nos enfocaremos en soluciones líquidas, particularmente en disoluciones acuosas y en las gaseosas.

Unidades de concentración

Para saber exactamente la cantidad de soluto y de solvente en una disolución, los químicos utilizan unidades de concentración que se clasifican en unidades físicas y químicas. Estas últimas dependen de la identidad del soluto.

Unidades de concentración			
Física	% m/m	Porcentaje masa en masa	gramos de soluto presentes en 100 g de solución
Física	% m/v	Porcentaje masa en volumen	gramos de soluto presentes en 100 ml de solución
Física	ppm	Partes por millón	miligramos de soluto presentes en 1000 ml de solución
Química	M	Molaridad	moles de soluto presentes en 1000 ml de solución

Expresión de las medidas de contaminación en gases

Las concentraciones de los diversos agentes contaminantes en la atmósfera se expresa habitualmente en dos tipos de unidades:

- **Unidades Volumen/volumen, cm^3/m^3 (ppm) o mm^3/m^3 (ppb).**
- **Unidades masa/volumen, mg/m^3 o $\mu\text{g}/\text{m}^3$.**

Es preciso tener siempre presente que al hablar de contaminación atmosférica el valor de las ppm (o ppb) es distinto del de los mg/m^3 (o $\mu\text{g}/\text{m}^3$). Para interconvertir unas unidades en otras es necesario recurrir a la *ecuación de estado de los gases ideales* por lo que habrá que tener en cuenta, además de la masa molecular del contaminante considerado, la presión y la temperatura a las que se han efectuado las medidas, por lo que siempre deben indicarse estas condiciones al hablar de contaminantes gaseosos. Es frecuente encontrar, cuando se hace referencia a medidas de volumen gaseosos, una unidad de volumen precedida por la letra N, lo que indica que el volumen señalado se mide en *condiciones normales de presión y temperatura*, es decir, presión de 1 atmósfera y temperatura de 273 K.

Los ejercicios típicos que involucran el cálculo de concentraciones se muestran durante la clase teórica.

Solubilidad

Se define como la cantidad máxima de soluto que es posible disolver en cierta cantidad de solvente a una temperatura determinada.

Es una propiedad que depende del tipo de soluto, del tipo de disolvente y de las condiciones ambientales en que se desarrolla el proceso de disolución.

Un mismo soluto puede ser bastante soluble en un disolvente y muy poco soluble en otro. Por ejemplo, la sal común es bastante soluble en agua (más de 300 g. por litro de agua) pero escasamente soluble en solventes orgánicos como el cloroformo, benceno o tetracloruro de carbono. Por otra parte, el grado de solubilidad de un soluto en un disolvente, depende de condiciones como la temperatura y la presión.

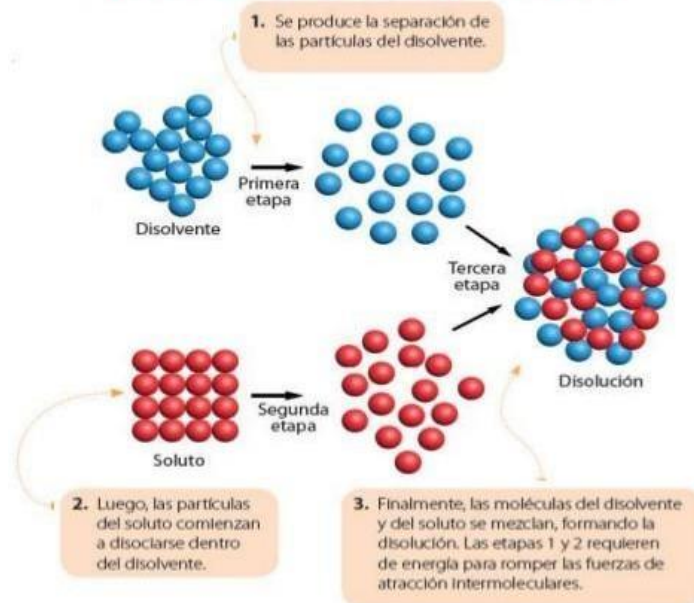


¿Por qué hay solutos que se disuelven en determinado solvente y no en otros? En general hay una interesante observación que se cumple bastante bien: “igual disuelve lo igual”. Esta afirmación puede reescribirse de la siguiente forma: “lo similar químicamente disuelve a lo similar”. El agua disuelve al etanol porque la estructura química de algunos grupos de ambas moléculas es semejante (ambas polares). La gasolina disuelve a la grasa y al aceite porque éstas tienen estructuras similares a la gasolina (moléculas no polares).

Factores que afectan la solubilidad de un sólido en un líquido

Estudiemos la disolución de un sólido en un líquido. Para que se forme una disolución, el soluto debe quedar reducido al nivel de moléculas aisladas que puedan moverse libremente en el seno del líquido sin reagruparse nuevamente. En un sólido las moléculas se hallan muy cohesionadas entre sí, constituyendo agrupaciones compactas, y en algunos casos, muy resistentes. La disolución requiere la fragmentación de esa ordenada estructura.

Proceso de disolución



a) Efecto de la temperatura

La disolución de un sólido puede lograrse aumentando la temperatura, ya que con ello aumenta también el movimiento de las moléculas de disolvente, lo cual permite un continuo bombardeo en la agrupación de las moléculas de sólido. Mientras mayor sea el movimiento de las moléculas del disolvente más eficaz será el grado de la fragmentación del conglomerado.

La siguiente tabla ilustra el efecto de la temperatura en la solubilidad de algunas sustancias:

Solutos	Temperaturas v/s Solubilidad				
	1000°C	2000°C	4000°C	6000°C	8000°C
Nitrato de potasio KNO_3	209	316	639	1100	1690
Cloruro de potasio KCl	300	340	400	455	511
Nitrato de sodio	800	880	1040	1240	1480
Cloruro de sodio NaCl	358	360	366	373	384

Nota: La solubilidad está expresada en gramos de soluto por litro de agua (g/L).

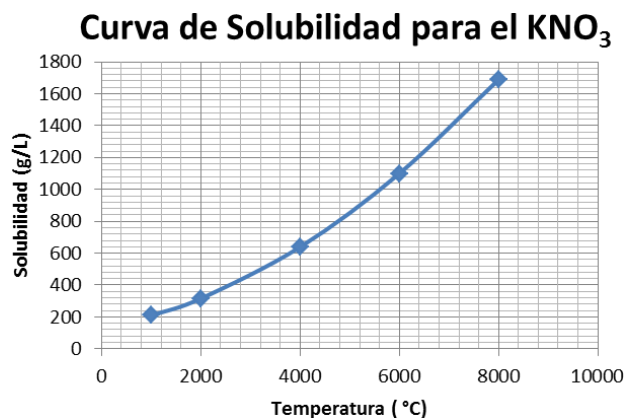
Como se observa, en general, **la solubilidad de sólidos en líquidos aumenta con el incremento de la temperatura.**

En determinados procesos de contaminación de suelos se presenta una gran disolución de sales tóxicas, como algunos cloruros y nitratos, lo cual conlleva al aumento de su concentración y posterior deterioro de las condiciones óptimas para cultivos y producción agropecuaria.

b) Efecto de la concentración

Si se grafica los datos solubilidad vs temperatura de la tabla anterior, construimos las denominadas **curvas de solubilidad**.

Por ejemplo, para el nitrato de potasio, obtenemos:



Cuando una solución presenta la máxima cantidad de soluto permitido según la temperatura, se dice que esta solución está **saturada**.

Se observa que una solución saturada de KNO_3 a $10\text{ }^{\circ}\text{C}$ contiene aproximadamente 209 g de soluto.

Cualquier cantidad adicional de soluto no se disolverá y quedará en estado sólido a esta temperatura.

Dependiendo de la cantidad de soluto presente, una disolución puede describirse cualitativamente como **diluida** o **concentrada**.

Factores que afectan la solubilidad de un gas en un líquido

Efecto de la temperatura

La disolución de los gases en los líquidos también depende de la temperatura, pero de una manera opuesta a la de los solutos en estado sólido. En un gas, las moléculas se mueven mucho más libremente que en un líquido. Para que el gas pueda disolverse en un líquido es preciso que sus moléculas disminuyan su energía cinética. Eso se logra disminuyendo su temperatura, por tanto la solubilidad de los gases en los líquidos es mayor a menor temperatura.

La siguiente tabla ilustra el efecto de la temperatura en la solubilidad de algunas sustancias:

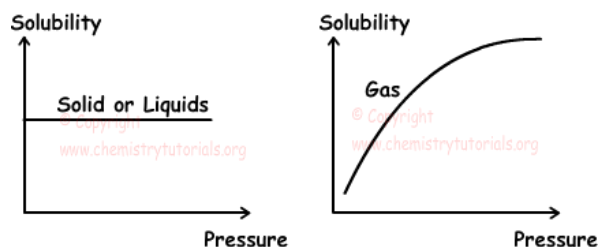
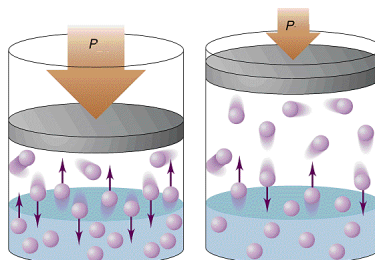
Gas	Temperatura v/s Solubilidad				
	100°C	200°C	400°C	600°C	800°C
O ₂	0,0526	0,0439	0,0308	0,0227	0,0138
CO ₂	2,332	1,689	0,973	0,576	0,162
N ₂	0,0231	0,0190	0,0139	0,0105	0,0066

Como se observa, en general, **la solubilidad de los gases en líquidos disminuye con el incremento de la temperatura.**

Por ejemplo, el contenido de oxígeno de un lago en verano es mayor en la profundidad, porque en esta zona hay menos temperatura.

Efecto de la presión

La disolución de un gas implica confinar sus moléculas en un volumen bastante más reducido, es decir, las moléculas del gas disuelto se deben mantener más próximas entre sí que en el gas libre. **Un aumento en la presión favorece esta mayor proximidad, aumentando el grado de solubilidad.** Por el contrario, si se disminuye la presión del gas disuelto, éste tiende a escapar de la solución.



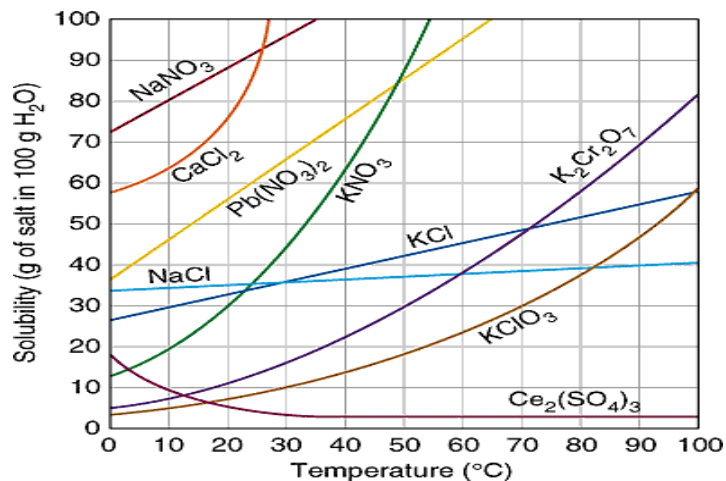
No consideramos el efecto de la presión sobre la solubilidad de sólidos en líquidos ya que como se ve en la gráfica de la izquierda, su variación es prácticamente una constante.

EJERCICIOS: Soluciones Químicas

1. La solubilidad del nitrato de potasio, a 30 °C, es de 40 g en 100 ml de agua. ¿Cuánta masa de nitrato quedará sin disolver en un vaso con 300 mL de agua si añadimos, agitando, 170 g de nitrato a 30 °C?
2. La solubilidad del bicarbonato de sodio, a 20 °C, es de 9,6 g en 100 cm³ de agua. ¿Cuánto bicarbonato hay que añadir a 2 L de agua para que se sature?
3. ¿Cuáles son los problemas medioambientales que se producirían si una industria vierte efluentes calientes a la vera de un lago?

4. ¿Qué le sucede a una bebida expuesta al sol?
5. Explique el síndrome de descompresión.
6. Explique cómo es que limpian los jabones.
7. ¿Por qué el chocolate en polvo se disuelve mejor en leche caliente?
8. ¿Qué masa de etanol ($\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{OH}$) hay en 250 ml de una disolución 0,10 M?
9. Calcule:
 - a) La masa de ácido acético (CH_3COOH) que hay en 450 g de una disolución al 10,0% en peso.
 - b) La masa de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ necesaria para preparar 1000 g de una disolución al 7,0% en peso.
10. La densidad de una disolución acuosa de K_2SO_4 0,62 M es 1,081 g/ml. Calcule su concentración en % en peso.
11. Si se prepara una disolución disolviendo 127 g de alcohol etílico ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) en agua suficiente para hacer 1,35 litros de disolución. ¿Cuál es la molaridad de la misma?
12. Se tiene una disolución de azúcar en agua, de concentración desconocida. Se toma con una pipeta 10 ml de esa disolución, se coloca en un cristizador, y se observa al evaporar toda el agua, que quedan 0,65 g de azúcar. ¿qué concentración tiene la disolución?
13. Calcule el porcentaje en peso y la molaridad de una disolución preparada disolviendo 70 g de sulfito de potasio en 800 g de agua. Considere que la densidad de la solución es 1,2 g/ml.
14. Una norma de calidad fija para el CO, medida en condiciones normales, es de 11 ppm (promedio en 24 horas). ¿Cuál será la concentración equivalente en mg/m^3 ?

15. Dada las siguientes curvas de solubilidades calcule:



- Calcule la masa de sólido que precipita si se prepara una solución saturada de clorato de potasio a 70 °C y se la enfría hasta 10 °C.
- Calcule la concentración %m/m de una solución saturada de nitrato de sodio a 10 °C.
- Calcule la concentración % m/v de la solución anterior sabiendo que su densidad es 1,2 g/ml.
- Calcule la concentración Molar de la solución anterior.
- ¿Cuál es la sal más soluble a 10 °C? ¿Y la menos?

Ejercicios Adicionales

- Una solución acuosa de nitrato de cinc contiene 10 g de sal en 70 g de solución. Expresar la concentración de la misma en: a- g st / 100g sv ; b- %m/m
- Se disuelven 7 g de cloruro de sodio en 43 g de agua. Expresar la concentración de la solución en: a- % m/m ; b- g st / dm³ agua.
- Una solución contiene 6 g de soluto en 20 g de solución y su densidad es de 1,2 g/cm³. Calcular su concentración en: a- g st / kg sn ; b- g st / dm³ sn.
- Se tiene una solución acuosa de ácido sulfúrico que contiene 30 g de ácido en 100 g de solución (o sea 30 % m/m). Se sabe que la densidad de la solución es de 1,3 g/ml. Expresar la concentración en:
a- g st / 100 g sv ; b- g st / l sn ; c- g st / dm³ sv.
- Se quiere preparar una solución acuosa de etanol al 33 % v/v. Calcular el volumen de solución que se puede obtener si se dispone de ½ l de etanol.
- Se disuelven 315 g de ácido nítrico en 2000 cm³ de agua formando una solución

cuya densidad es de 1,4 g/ml. Calcular: a- %m/m ; b- % m/v.

7) Calcular el % m/m y el % m/v de las siguientes soluciones

acuosas. a- 20 g de soluto en 280 g de solvente ($\rho_{\text{sn}} = 1,02 \text{ g/cm}^3$)

b- 45 g de soluto disueltos en 600 g de solución ($\rho_{\text{sn}} = 1,51 \text{ g/ml}$)

8) La densidad de una solución acuosa de sulfato de amonio al 25 % m/m, es de 1,144 g/cm³. Calcular la masa de sal y de agua necesaria para preparar un litro de dicha solución.

9) Calcular la masa de soluto presente en:

a- 1,5 litro de una solución al 20,7 % m/v de sulfato cúprico.

b- 2,5 litros de una solución al 9 % m/m de nitrato de sodio ($\rho_{\text{sn}} = 1,05 \text{ g/ml}$).

10) Se disuelven 80g de cloruro de sodio en agua hasta obtener un litro de solución. Expresar su concentración en molaridad (M).

11) Calcular que volumen de solución 0,25 M se puede preparar con 50 g de hidróxido de sodio.

12) Un recipiente contiene 36 % m/m de cloro gaseoso y el resto es nitrógeno gaseoso. Determinar la fracción molar de cada componente.

13) Una solución acuosa al 20 % m/m de un soluto cuyo Mr es de 46,07, tiene una densidad de 0,966 g/cm³. Hallar: a- X_{st} y X_{sv} ; b- m ; c- M.

14) a- ¿Cuál es la masa de cloruro de calcio que se encuentra en 50 g de solución acuosa, sabiendo que 1 dm³ de solución contiene 234,1 g de soluto y que la densidad de la solución es de 1,15 g/ml?

b- ¿Cuál es la molaridad (M) y la molalidad (m) de la solución? c- ¿Cuál es la fracción molar del soluto y del solvente?

d- ¿Cuál es el % m/m y el % m/v de la solución?

15) Se tiene una solución acuosa de 5,77 M de ácido fluorhídrico cuya densidad es de 1,04 g/cm³. Determinar su concentración en: a- % m/m ; b- % m/v ; c- g st / 100 cm³ sv ; d- m ; e- X_{st}

16) Se tiene una solución acuosa 3m de ácido sulfúrico. Hallar: a- masa de solución ; b- % m/m

17) Se prepara una solución agregando 200 g de ácido nítrico en 12 dm³ de agua. Hallar: a- la masa de la solución resultante ; b- el % m/m

18) Una solución acuosa de clorato (VII) de hidrógeno tiene una densidad de 1,25 g/cm³ y una concentración al 35 % m/m. Calcular su molalidad y molaridad.

- 19) Un recipiente contiene 5 dm³ de una solución acuosa de bromuro de potasio cuya densidad es de 1,2 g/ml. Otro recipiente contiene 3 dm³ de solución 4 M de la misma sal. Sabiendo que ambas soluciones contienen el mismo número de moles de soluto, calcular el % m/m de la primera solución.
- 20) Justificar con los cálculos correspondientes cuál es la solución más concentrada:
a- 0,0010 M HCl b- 0,30 g HCl / dm³ sn c- 0,029 g HCl / 100 cm³ sn d- 0,16 g HCl / 250 ml sn
- 21) Se deben identificar en un laboratorio dos soluciones acuosas de distintas sales de sodio de igual concentración, 10,67 % m/v. Determinar, sabiendo que la concentración de una de ellas es 1,255M, si corresponde a sulfato (VI) de sodio o a nitrato (V) de sodio.
- 22) Se preparó una solución 1,2 M de nitrato de potasio disolviendo cantidad suficiente de ésta sal en agua hasta obtener 6000 ml de solución. ¿Cuál será la molaridad (M) si por evaporación del solvente el volumen de la solución se reduce a 4 dm³?
- 23) Se mezclan 100 cm³ de solución 0,3 M de ácido nítrico y 200 cm³ de solución del mismo soluto pero de concentración 1 M. Calcular la molaridad de la solución resultante. (Suponer volúmenes aditivos).
- 24) Se disuelven 100 g de ácido sulfúrico en la cantidad de agua necesaria para completar un volumen de ½ litro y se obtiene una solución de densidad 1,13 g /ml. Calcular la molalidad (m) de la solución.
- 25) Se dispone de 80 ml de solución 3M de hidróxido de potasio y se agrega 40 cm³ de agua. ¿Cuál es la molaridad (M) de la solución resultante? (Suponer volúmenes aditivos).

RESPUESTAS

- 1) a- 16,6g ; b- 14, 28 % m/m
2) a- 14 % m/m ; b- 16,28 % m/v
3) a- 300g ; b- 360g
4) a- 42,86g ; b- 390g ; c- 428,57g
5) 1515,15 cm³
6) a- 13,6 % m/m ; b- 19,05 % m/v
7) a- 6,6 % m/m ; 6,8 % m/v ; b- 7,5 % m/m ; 11,32 % m/v
8) 286g y 858g
9) a- 310,5g ; b- 236,25g
10) 1,367 M
11) 5 dm³
12) X_{st} = 0,18 ; X_{sv} = 0,82
13) a- X_{st} = 0,089 y X_{sv} = 0,911 ; b- 5,425 m ; c- 4,19 M
14) a- 10,18g ; b- 2,11 M y 2,3 m ; c- X_{st} = 0,0398 y X_{sv} = 0,9062 ; d- 20,36 % m/m y 23, 41 % m/v
15) a- 11,09 % m/m ; b- 11,54 % m/v ; c- 12,48 g ; d- 6,24 m ; e- aprox. 0,1
16) a- 1294g ; b- 22,72 % m/m
17) a- 12,2kg ; b- 1,64 % m/m

- 18) 5,35 m ; 4,35M
- 19) 23,8 % m/m
- 20) $X_{st} = 0,0347$ y $X_{sv} = 0,9653$
- 21) 25,17g
- 22) "a" es la solución más concentrada
- 23) Es la sc de Nitrato de sodio
- 24) 1,8 M
- 25) 0,77 M
- 26) 2,19 m
- 27) 2 M

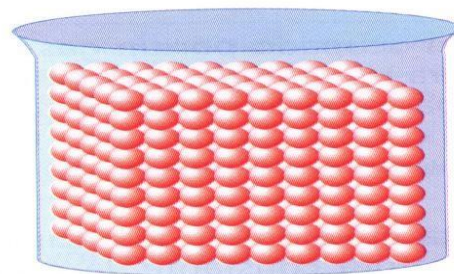
Gases Ideales

Como hemos visto en el curso de ingreso una de las propiedades más evidentes de las sustancias es que pueden existir como sólidos, líquidos o gases. Se dice habitualmente que éstos son los **tres estados de agregación de la materia**.

Las características de los tres estados basadas en **descripciones macroscópicas**, es decir, que pueden constatarse sin utilizar más que los propios sentidos humanos sin ayudas auxiliares, son las siguientes:

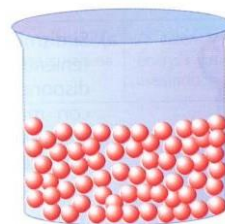
Sólidos (partículas se encuentran en contacto y no pueden desplazarse):

- Tienen forma propia.
- Tienen un volumen definido.
- No son compresibles ni expansibles, a no ser que se ejerza sobre ellos fuerzas de gran intensidad.



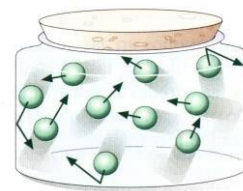
Líquidos (partículas se encuentran muy próximas y pueden desplazarse unas sobre otras):

- Carecen de forma definida.
- Poseen su propio volumen definido.
- Son poco o nada compresibles y expansibles.



Gases (partículas están muy separadas unas de otras y se mueven en todas las direcciones):

- Carecen de forma definida.
- No poseen un volumen propio.
- Son expansibles y compresibles, es decir, tienden a ocupar totalmente el recipiente en el que se introduzcan, y si se reduce el volumen del recipiente, el gas se comprime fácilmente y se adapta al menor volumen.



Tanto los gases como los líquidos tienen la propiedad de adaptarse a la forma del recipiente que los contienen, así como la de escapar por un orificio que se practique en el recipiente, por lo que reciben el nombre de **fluidos**.

Para estudiar el comportamiento de los gases analizaremos las variaciones de magnitudes que definen el estado de un gas.

LEYES DE LOS GASES

Cualquier muestra de un gas puede describirse en función de cuatro magnitudes: **masa, volumen, presión y temperatura**. La investigación de estas magnitudes con el aire condujo a establecer relaciones cuantitativas entre ellas, válidas para todos los gases.

A continuación se presenta una tabla donde se resumen las unidades de las magnitudes a tratar y la conversión entre las mismas.

Magnitud	Unidades		Conversión
Temperatura	grado Celsius (°C)	grado Kelvin (K)	$T(K) = T(^{\circ}C) + 273$
Presión	Atmósfera (atm)	Milímetros de mercurio (mmHg)	1 atm = 760 mmHg
Volumen	Litros (l)	-	-
Masa	Gramos (g)	-	-

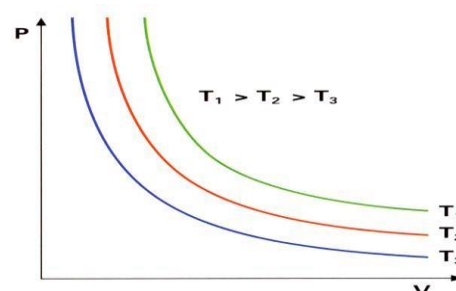
LEY DE BOYLE-MARIOTTE: PRESION Y VOLUMEN

El que los gases son compresibles es un hecho familiar. Cuando se aumenta la presión sobre una cantidad determinada de un gas, como sucede en una bomba neumática, el volumen del gas disminuye: cuanto mayor es la presión menor se hace el volumen. En 1.660, el químico inglés Robert Boyle estudió los efectos de la presión sobre el volumen de aire y observó que cuando duplicaba la presión el volumen de aire se reducía a la mitad; si la presión se multiplica por cuatro el volumen se reduce a la cuarta parte de su valor original, etc, (como se observa en la gráfica que es una hipérbola). Esta relación ha resultado ser válida para cualquier gas.



En otras palabras, lo que Boyle encontró es que:

Para una determinada masa de gas el volumen es inversamente proporcional a la presión ejercida, si la



temperatura se mantiene constante:

$V = \text{constante}$. $1/P$ (T y M constantes)

Se puede enunciar también de la siguiente forma:

"Para una misma masa de un gas a temperatura constante el producto del volumen del gas por la presión que ejerce es constante"

$$P \cdot V = \text{constante} \quad (T \text{ y } m \text{ constantes})$$

Esta relación es conocida como Ley de Boyle-Mariotte.

LEY DE CHARLES y GAY-LUSSAC: TEMPERATURA Y VOLUMEN
--

Unos cien años después del trabajo de Boyle, Charles y Gay-Lussac investigaban la dilatación del aire y otros gases, es decir, el efecto que produce el cambio de la temperatura en el volumen de una cantidad dada de aire manteniendo la presión constante. Encontraron que el gas se expandía al calentarse de forma uniforme; así, por cada grado de aumento de la temperatura, el aumento de volumen del gas es de $1/273$ veces su volumen a 0°C . Por tanto, tal y como muestra la figura (a), el volumen de un gas es una función lineal de su temperatura Celsius (la gráfica $V-t$ es una recta). El volumen del gas se va contrayendo a medida que la temperatura descende, pero si ésta es lo suficientemente baja, el gas licúa (la recta se corta). Si prolongamos la recta obtenemos por extrapolación que la temperatura a la que el volumen de cualquier gas debería ser nulo es -273°C .

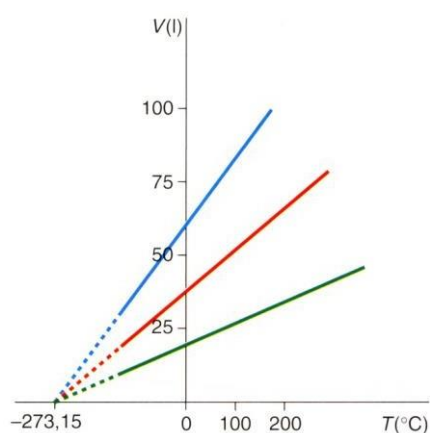


Figura (a)

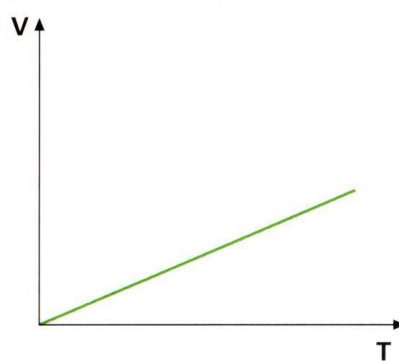


Figura (b)

En la práctica, ningún gas puede ser enfriado hasta que se anule su volumen, ya que todos los gases se condensan para dar líquidos y sólidos a temperaturas superiores a

los $-273\text{ }^{\circ}\text{C}$. Sin embargo, la idea de que existe una temperatura que es la mínima posible - es decir, un cero absoluto de temperaturas- es de extraordinaria importancia. En lugar de escoger arbitrariamente el punto de fusión del hielo como el cero de la escala de temperaturas, como se hace en la escala Celsius, es posible escoger de forma lógica el cero absoluto como cero de una escala de temperaturas. Esta elección del cero constituye la base de la escala absoluta o kelvin de temperaturas que fue sugerida por primera vez por el científico británico Lord Kelvin (1824-1.907).

De acuerdo con medidas precisas, el cero absoluto de temperaturas es $-273,15\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Cuando la temperatura se expresa en la escala absoluta el volumen de un gas resulta directamente proporcional a la temperatura (figura b), lo que no se cumple si la temperatura se mide en la escala Celsius.

Esta expresión se resume en la Ley de Charles y Gay-Lussac:

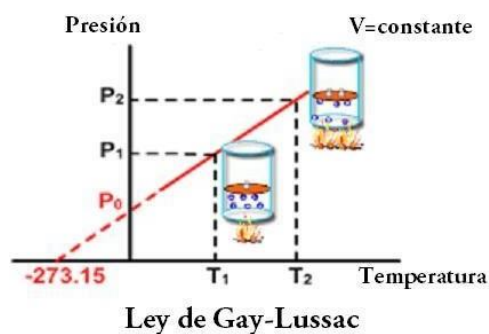
"Para una determinada cantidad (masa) de un gas que se mantiene a presión constante, el volumen es directamente proporcional a su temperatura en la escala Kelvin".

$V / T = \text{constante}$ (P y m constantes)

De las dos leyes anteriores se deduce que el volumen de un gas depende tanto de la presión como de la temperatura; por lo que decir que una cierta muestra de gas ocupa un volumen concreto no resulta suficiente; la presión y la temperatura también deben ser especificadas. Para que las comparaciones resulten más sencillas, lo que se suele hacer es referir el volumen de una muestra dada de un gas a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ ($273,15\text{ K}$) y 1 atm ; estas condiciones son conocidas como condiciones normales (lo que se suele abreviar como c.n.).

2ª LEY DE GAY-LUSSAC: PRESION Y TEMPERATURA

Gay-Lussac también estudió el efecto que produce en la presión el cambio de la temperatura de una cantidad dada de aire manteniendo el volumen constante. Encontró que la presión del gas aumentaba uniformemente al calentarse. Si la temperatura se expresa en $^{\circ}\text{C}$ se obtiene una función lineal como muestra la figura a, mientras que si se expresa en K, se observa que la presión es directamente proporcional a la temperatura absoluta.



"Para una determinada cantidad (masa) de un gas que se mantiene a volumen constante, la presión es directamente proporcional a su temperatura en la escala Kelvin".

$$P / T = \text{constante (V y m constantes)}$$

ECUACIÓN GENERAL DE LOS GASES IDEALES

Combinando las leyes mencionadas anteriormente se obtiene la ecuación conocida como **ecuación de los gases ideales**.

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

donde R es una constante denominada constante de los gases. Si la presión se expresa en atmósferas, el volumen en litros y la temperatura en K, el valor de R es de 0,082 atm.l/mol.K

La ecuación de los gases ideales se cumple estrictamente para los llamados gases ideales: gases hipotéticos en los que el tamaño de las moléculas es absolutamente despreciable frente a la distancia existente entre las moléculas (volumen nulo) y en el que además no existieran fuerzas intermoleculares. Sin embargo, el comportamiento de los gases reales difiere ligeramente del ideal a causa del tamaño de las moléculas y también porque existen fuerzas intermoleculares. No obstante, para todos los cálculos que se efectúan normalmente, puede suponerse que los gases reales se comportan como se fueran ideales. La ecuación de los gases ideales se aplica con bastante exactitud a todos los gases cuando se encuentran a **presiones muy bajas y temperaturas elevadas**, es decir, cuando las moléculas están muy alejadas unas de otras y se desplazan con velocidades elevadas. Sigue siendo una buena aproximación bajo la mayoría de las condiciones posibles, pero se hace menos exacta cuando las presiones son muy elevadas y las temperaturas muy bajas. A presiones muy elevadas ya no se puede seguir considerando despreciable el volumen de las moléculas frente a

las distancias intermoleculares, por tanto, el volumen del gas resulta ser algo mayor que lo esperado.

A temperaturas muy bajas las moléculas se mueven lentamente y su energía cinética es pequeña, entonces, incluso fuerzas intermoleculares débiles hacen que las moléculas se mantengan unidas en cierta medida y el volumen del gas es algo menor del esperado por la ecuación de los gases ideales.

APLICACIONES DE LA LEY DE LOS GASES IDEALES

a) Cálculo de la masa molecular de un gas

De acuerdo con la ley general de los gases:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

y como el número de moles, n , es igual a: $n = m / M_{\text{molar}}$, resulta: $P \cdot V = (m/M_m) \cdot R \cdot T$,
si despejamos la masa molar, tenemos:

$$M_m = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V}$$

Conociendo el valor de la masa de un mol (masa molar) se puede deducir fácilmente el valor de su masa molecular (mismo valor numérico pero expresado en u). En consecuencia, siempre que una sustancia pueda vaporizarse sin descomposición, la medida de la masa de un volumen conocido en estado gaseoso es el camino más práctico para hallar la masa molecular.

b) Cálculo de la densidad de un gas

Partiendo de la ecuación $P \cdot V = (m/M_m) \cdot R \cdot T$ y teniendo en cuenta que la densidad es igual a $d = m/v$, se puede llegar fácilmente a la ecuación:

$$D = \frac{M_n \cdot P}{R \cdot T}$$

LEY DE DALTON DE LAS PRESIONES PARCIALES

En una mezcla de gases en la que no se produce ninguna reacción entre ellos, cada uno de los gases se distribuye uniformemente a través del recipiente y cada molécula se mueve independientemente de las demás, es decir, del mismo modo que lo haría en ausencia de moléculas de los otros gases. Por lo tanto, la presión ejercida por cualquier gas de una mezcla es la misma que ejercería si el gas llenara por sí solo el recipiente. Esta presión es denominada presión parcial del gas.

En consecuencia: **"La presión total ejercida por una mezcla gaseosa es igual a la suma de las presiones parciales de los gases componentes de la mezcla".**

$$P_{\text{tot}} = P_A + P_B + P_C + \dots$$

donde P_A , P_B , etc., representan las presiones parciales de cada gas en la mezcla. Esta ley fue formulada por John Dalton en 1.803 y es conocida como la ley de Dalton de las presiones parciales.

Como la presión parcial de un gas es proporcional al número de moles de dicho gas (y por tanto, al número de moléculas) presentes en la mezcla: $P_i = k \cdot n_i$, sabiendo el valor de la presión total se puede calcular la presión parcial de cada gas, si se conoce su composición volumétrica (molecular o molar).

En general, para un gas, i , de la mezcla: $P_i = X_i \cdot P_{\text{tot}}$, siendo X_i (fracción molar) = n_i/n_{t} .

Seminario de Gases Ideales

1. Realice una tabla comparativa para las propiedades macroscópicas y microscópicas de los sólidos, líquidos y gases.
2. ¿Qué entiende por gas ideal?
3. Realice una tabla donde consten las definiciones de las leyes vistas en ésta unidad y sus expresiones matemáticas.
4. Deduzca a partir de la ecuación del gas ideal una expresión que relacione la densidad de un gas con su masa molecular.
5. A temperatura constante, la presión de un gas es:
 - a) directamente proporcional al volumen del mismo.

b) inversamente proporcional al volumen del mismo.

6. Explique por qué se expande un globo de helio cuando se eleva en el aire.

Suponga que la temperatura permanece constante.

7. Imagine que hay dos recipientes idénticos a la misma temperatura, uno contiene 2 g de H_2 y el otro 28 g de N_2 ¿Cuáles de las siguientes propiedades son iguales en los dos recipientes?

a) presión b) densidad c) cantidad de moléculas.

8. Si se colocan masas iguales de O_2 y N_2 en dos recipientes idénticos a la misma Temperatura ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es cierta?

a) Ambos recipientes contienen la misma cantidad de moléculas.

b) La presión del recipiente que contiene N_2 es mayor que la del recipiente que contiene O_2 .

c) Hay más moléculas en el recipiente que contiene O_2 que en el recipiente que contiene N_2 .

d) La pregunta no se puede contestar si no se conocen las masas de N_2 y O_2 .

e) Ninguna de las anteriores es correcta.

9. Tenemos un pistón móvil de 3 litros de capacidad a $25^\circ C$. Si lo calentamos a presión constante y se expande hasta los 8 litros ¿Qué temperatura se alcanzó?

10. Se tiene una jeringa de 50 mililitros llena de gas a 1,0 atm. Si comprimimos el embolo a temperatura constante hasta que tenga un volumen de 10 mililitros ¿Qué presión alcanzará?

11. Se tiene un recipiente con 42 g de un gas que ocupa 31,5 litros medidos a $60^\circ C$ y 1,3 atm. Calcule:

a) La masa molecular del gas.

b) El volumen que ocuparía a $25^\circ C$ y 608 mmHg.

12. Un gas ocupa un volumen de 2 l en condiciones normales. ¿Qué volumen ocupará esa misma masa de gas a 2 atm y $50^\circ C$?

13. Tenemos 4,88 g de un gas cuya naturaleza es SO_2 o SO_3 . Para resolver la duda, los introducimos en un recipiente de 1 l y observamos que la presión que ejercen a $27^\circ C$ es de 1,5 atm. ¿De qué gas se trata? $Ar(S)=32$. $Ar(O)=16$.

14. En un recipiente de 25 litros introducimos 3,0 moles de amoníaco gaseoso y 4,5 moles de nitrógeno gaseoso. Calcule la presión parcial de cada uno y la presión total en condiciones normales.

15. El aire está formado por un 21 % de oxígeno y un 79 % de nitrógeno. Por lo tanto, las fracciones molares respectivas de cada uno son 0,21 y 0,79. Calcule las presiones parciales de ambos en condiciones normales.

CONTAMINACIÓN ATMOSFÉRICA

Se entiende por **contaminación atmosférica** a la presencia en la atmósfera de sustancias en una cantidad que implique molestias o riesgo para la salud de las personas y de los demás seres vivos, vienen de cualquier naturaleza, así como que puedan atacar a distintos materiales, reducir la visibilidad o producir olores desagradables. El nombre de la contaminación atmosférica se aplica por lo general a las alteraciones que tienen efectos perniciosos en los seres vivos y los elementos materiales, y no a otras alteraciones inocuas. Los principales mecanismos de contaminación atmosférica son los procesos industriales que implican combustión, tanto en industrias como en automóviles y calefacciones residenciales, que generan dióxido y monóxido de carbono, óxidos de nitrógeno y azufre, entre otros contaminantes. Igualmente, algunas industrias emiten gases nocivos en sus procesos productivos, como cloro o hidrocarburos que no han realizado combustión completa. La contaminación atmosférica puede tener **carácter local**, cuando los efectos ligados al foco se sufren en las inmediaciones de este, o **planetario**, cuando por las características del contaminante, se ve afectado el equilibrio del planeta y zonas alejadas a las que contienen los focos emisores.

Los **contaminantes primarios** son los que se emiten directamente a la atmósfera como el dióxido de azufre SO_2 , que daña directamente la vegetación y es irritante para los pulmones. Los **contaminantes secundarios** son aquellos que se forman mediante procesos químicos atmosféricos que actúan sobre los contaminantes primarios o sobre especies no contaminantes en la atmósfera. Son importantes contaminantes secundarios el ácido sulfúrico, H_2SO_4 , que se forma por la oxidación del SO_2 , el dióxido de nitrógeno NO_2 , que se forma al oxidarse el contaminante primario NO y el ozono, O_3 , que se forma a partir del oxígeno O_2 .

ACTIVIDAD

En grupo, busque información de los temas detallados a continuación y exponga en una breve presentación a sus compañeros.

1. Lluvia ácida.
2. Efecto invernadero.
3. Daño en la capa de Ozono.
4. Mapa de calidad del aire.

UNIDAD

IV

Para que se produzca una reacción redox es necesario la presencia de una especie que ceda electrones (reductor) y otra especie que acepte electrones (oxidante). Tras la reacción redox, el reductor se transforma en su forma oxidada y el oxidante en su forma reducida:

Hemireacciones:

Oxidante 1 + ne⁻ <=> Forma reducida del oxidante 1 (reducción)

Reductor 2 <=> Forma oxidada del reductor 2 (oxidación)

Reacción Global:

Oxidante 1 + Reductor2 <=> Forma reducida del oxidante 1 + Forma oxidada del reductor 2

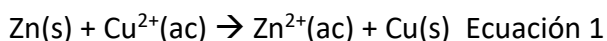
Por lo tanto:

La oxidación es un proceso en el que una especie pierde uno o mas electrones, de forma que, cuando un elemento se oxida su estado de oxidación toma valores mas positivos. Una especie oxidante es aquella que gana electrones, reduciéndose durante el proceso.

En la reducción hay ganancia de electrones; el elemento que se reduce toma valores mas negativos de su estado de oxidación. Un agente reductor es aquel que pierde electrones en una reacción, oxidándose en el proceso. Ambos procesos de oxidación y reducción deben ocurrir simultáneamente.

Las reacciones de oxidación-reducción se encuentran entre las reacciones químicas más comunes e importantes. Están relacionadas con el funcionamiento de las baterías y de una gran variedad de procesos naturales importantes, como la corrosión del hierro, el oscurecimiento de los alimentos y la respiración de los animales. La energía liberada en una **reacción de oxidación-reducción espontanea** puede utilizarse para generar energía eléctrica. Esta tarea se lleva a cabo a través de una **celda voltaica** (o galvanica), un dispositivo en el cual la transferencia de electrones se lleva a cabo mediante una ruta externa, en lugar de hacerlo directamente entre los reactivos.

Tal reacción espontanea ocurre cuando se coloca una tira de zinc en contacto con una disolución que tiene Cu²⁺. Al llevarse a cabo la reacción, el color azul de los iones Cu²⁺(ac) se desvanece y el cobre metálico se deposita en el zinc. Al mismo tiempo, el zinc comienza a disolverse



La figura 1 muestra una celda voltaica que utiliza la reacción de oxidación-reducción entre Zn y Cu²⁺ dada en la ecuación 1. Obsérvese que el Zn metálico y el Cu²⁺(ac) no están en contacto directo en la celda voltaica. En su lugar, el Zn metálico está en contacto con el Zn²⁺(ac) en un compartimiento de la celda, y el metal Cu está en contacto con el Cu²⁺(ac) en otro compartimiento. Como consecuencia, la reducción del Cu²⁺ solo puede ocurrir mediante un flujo de electrones a través de un circuito externo, es decir, el cable que conecta a las tiras de Zn y Cu. En otras palabras, al separar físicamente la media-celda de la reducción de una reacción de oxidación-reducción de la media-celda de oxidación, creamos un **flujo de electrones** a través de un circuito externo. El flujo de electrones puede utilizarse para llevar a cabo el trabajo eléctrico.

Los dos metales sólidos que están conectados mediante el circuito externo se llaman **electrodos**. Por definición, el electrodo en el que ocurre la oxidación se llama **ánodo**; el electrodo en el cual ocurre la reducción se llama **cátodo**. Los electrodos pueden estar hechos de materiales que participan en la reacción, como en el presente ejemplo. En el transcurso de la reacción el electrodo de Zn desaparecerá de manera gradual y el electrodo de cobre ganará masa. De manera más común, los electrodos están hechos de un material conductor, como el platino o el grafito, que no pierden o ganan masa durante la reacción pero que funciona como una superficie a la cual se transfieren los electrones.

Cada uno de los compartimientos de una celda voltaica se conoce como **mediacelda (o semi-celda)**. Una media-celda es el sitio de la media-reacción de oxidación y el otro es el sitio de la media-reacción de reducción. En el ejemplo presente el Zn se oxida y el Cu^{2+} se reduce:

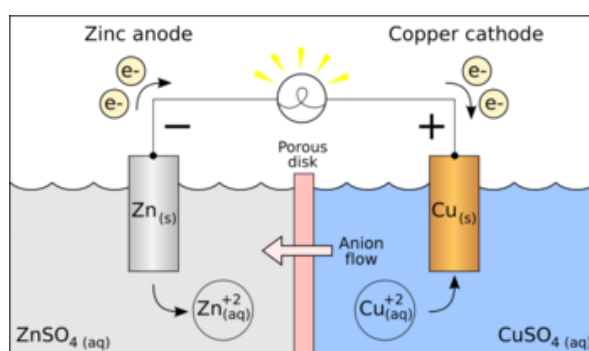
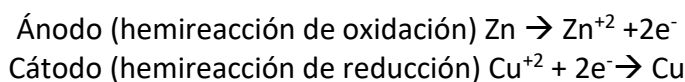


Figura 1



Para que una celda voltaica funcione, las disoluciones de las dos medias-celdas deben permanecer eléctricamente neutras. Al oxidarse el Zn en el compartimiento del ánodo, los iones Zn^{2+} entran a la disolución. De esta manera, debe haber algún medio para que los iones positivos migren hacia fuera del compartimiento del ánodo y los iones negativos migren hacia dentro del compartimiento para mantener la disolución eléctricamente neutra. De manera similar, la reducción de Cu^{2+} en el cátodo elimina la carga positiva de la disolución, dejando un exceso de carga negativa en esa media-celda. Entonces, los iones positivos deben migrar hacia dentro del compartimiento y los iones negativos deben migrar hacia fuera. De hecho, no ocurrirá flujo de electrones medible entre los electrodos a menos que se proporcione un medio para que los iones migren a través de la disolución desde uno de los compartimientos de los electrodos hacia el otro, y de esta manera completar el circuito.

En la figura 1, un tubo de vidrio poroso que separa a los dos compartimientos permite una migración de iones que mantiene la neutralidad eléctrica de las disoluciones. Este tubo se lo conoce como un **punto salino**. El mismo consiste en un tubo en forma de U que contiene una disolución electrolítica, como $\text{NaNO}_3(\text{ac})$, cuyos iones no reaccionan con otros iones en la celda o con los materiales de los electrodos. Con frecuencia el electrolito se incorpora a una pasta o gel de manera que la disolución electrolítica no se derrame cuando se invierte el tubo en forma de U. Al llevarse a cabo la oxidación y la reducción en los electrodos, los iones

del puente salino migran para neutralizar la carga en los compartimientos de la celda. Cualquiera que sea el medio para permitir que los iones migren entre las medias celdas, **los aniones siempre migran a través del ánodo y los cationes a través del cátodo.**

Baterías

Una batería es una fuente de energía electroquímica portátil y autosuficiente que consta de una o más celdas voltaicas. Por ejemplo, las baterías comunes de 1.5 V que se utilizan para suministrar energía a las linternas de mano y muchos dispositivos electrónicos comerciales utilizan una sola celda voltaica. Se pueden lograr mayores voltajes mediante múltiples celdas voltaicas (**en serie**) en una sola batería, como en el caso de las baterías de 12 V de los automóviles.

Los electrodos de las baterías se marcan siguiendo la convención que aparece en la figura 1, el **cátodo** está **identificado con un signo de más** y el **ánodo** con un signo de menos.

Aunque cualquier reacción de oxidación-reducción espontánea puede funcionar como base para una celda voltaica, fabricar una batería comercial que tenga características específicas de rendimiento puede requerir de bastante ingenio.

Las sustancias que se oxidan en el ánodo y que se reducen en el cátodo determinan la Energía de una batería, y la vida útil de la batería depende de las cantidades de estas sustancias presentes en la batería.

Diversas aplicaciones requieren baterías con diferentes propiedades. Por ejemplo, la batería necesaria para encender un automóvil debe ser capaz de suministrar una gran corriente eléctrica durante un tiempo corto. Por otro lado, la batería que da energía a un marcapasos cardíaco debe ser muy pequeña y capaz de suministrar una pequeña pero estable corriente sobre un periodo largo. Algunas baterías son **celdas primarias**, lo que significa que no se pueden recargar. Una celda primaria se debe desechar o reciclar una vez que se agota. Una **celda secundaria** se puede recargar desde una fuente de energía externa.

Se explicará brevemente algunas de las baterías comunes.

Baterías de plomo y ácido

Una batería de automóvil de plomo y ácido de 12 V consta de seis celdas voltaicas en serie, cada una produce 2 V.

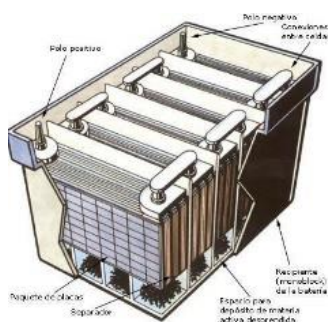
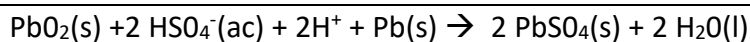
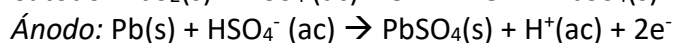
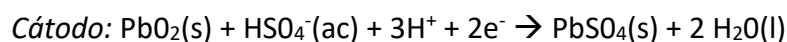


Figura 2

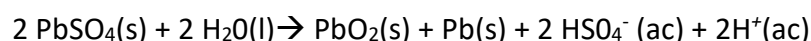
El cátodo de cada celda consta de dióxido de plomo (PbO_2) empacado en una rejilla metálica. El ánodo de cada celda está compuesto de plomo. Ambos electrodos están sumergidos en ácido sulfúrico.

Las reacciones del electrodo que ocurren durante la descarga son:



Los reactivos Pb y PbO_2 funcionan como los electrodos. Debido a que los reactivos son sólidos, no hay necesidad de separar la celda en compartimientos para el ánodo y cátodo: el Pb y PbO_2 no pueden entrar en contacto directo físico a menos que una placa de electrodos toque al otro. Para mantener los electrodos sin tocarse, se colocan separadores de madera o fibra de vidrio entre ellos (Figura 2).

Una ventaja de la batería de plomo y ácido es que se puede recargar. Durante la recarga, se utiliza una fuente externa de energía para invertir el sentido de la reacción general de la celda, lo que regenera $\text{Pb}(\text{s})$ y $\text{PbO}_2(\text{s})$.



En un automóvil el alternador, impulsado por el motor, proporciona la energía necesaria para recargar la batería. La recarga es posible debido a que el PbSO_4 formado durante la descarga se adhiere a los electrodos. Mientras la fuente externa mueve a los electrones de un electrodo al otro, el PbSO_4 se convierte en Pb en un electrodo y PbO_2 en el otro.

Batería alcalina

La batería primaria (no recargable) más común es la batería alcalina. Al año se producen más de 1010 baterías alcalinas. El ánodo de esta batería consta de metal zinc en polvo inmovilizado en un gel en contacto con una disolución concentrada de KOH (de ahí el nombre de batería alcalina). El cátodo es una mezcla de $\text{MnO}_2(\text{s})$ y grafito, separado del ánodo mediante una tela porosa. La batería está encerrada en una lata de acero para reducir el riesgo de fuga del KOH concentrado. En la figura 3 se puede apreciar una vista esquemática de una batería alcalina.

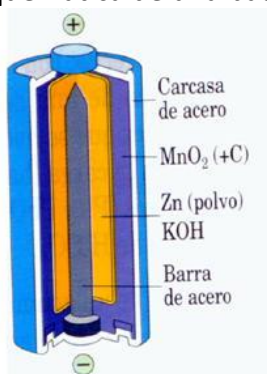
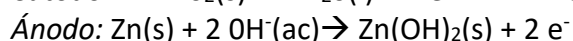
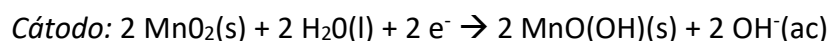


Figura 3

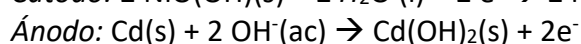
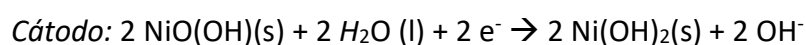
Las reacciones de la celda son complejas, pero se puede representar de manera aproximada de la siguiente forma:



La energía de una batería alcalina es de 1.55 V a temperatura ambiente. La batería alcalina proporciona un rendimiento muy superior sobre las antiguas "celdas secas" que estaban basadas en MnO_2 y Zn como las sustancias electroquímicamente activas.

Baterías de níquel-cadmio y ion litio

El crecimiento impresionante de dispositivos electrónicos portátiles de gran demanda de energía, como los teléfonos celulares, las computadoras portátiles y las grabadoras de video han incrementado la demanda de baterías ligeras fáciles de recargar. Una de las baterías recargables más comunes es la de níquel-cadmio (nicad). Durante la descarga el metal cadmio se oxida en el ánodo de la batería mientras el oxihidroxido de níquel $[\text{NiO}(\text{OH})(\text{s})]$ se reduce en el cátodo.



Como en la batería de plomo y ácido, los productos de reacción sólidos se adhieren a los electrodos, lo que permite que las reacciones en los electrodos se puedan invertir durante la carga. Una sola celda voltaica de nicad tiene una energía de 1.30 V.

Los paquetes de baterías de nicad por lo general contienen tres o más celdas en serie para producir las energías más altas necesarias en la mayoría de los dispositivos electrónicos.

Las baterías de níquel-cadmio tienen algunos inconvenientes. **El cadmio es un metal pesado tóxico.** Su uso incrementa el peso de las baterías y representa un riesgo para el ambiente, se producen casi 1.5 miles de millones de baterías al año y estas se deben reciclar a la larga al no tener la capacidad de recargarse.

La batería recargable más reciente que tiene un gran uso en los dispositivos electrónicos domésticos es la de ion litio (ion-Li). Estas baterías se encuentran en los teléfonos celulares y las computadoras portátiles. Debido a que el litio es un elemento muy ligero, las baterías de ion-Li alcanzan una **densidad de energía** más grande, la cantidad de energía almacenada por unidad de masa, que las baterías basadas en níquel. La tecnología de las baterías de ion litio es muy diferente a la de las otras baterías que hemos descrito, por esa razón la omitiremos.

Una batería de ion-Li produce un voltaje máximo de 3.7 V, considerablemente mayor que una batería alcalina típica de 1.5 V.

Corrosión

La corrosión del hierro es un proceso electroquímico de gran importancia económica. El costo anual de la corrosión metálica en Estados Unidos se estima en 70 mil millones de dólares.



Figura 4

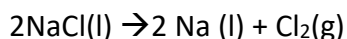
Las baterías son ejemplos de la manera en que las reacciones de oxidación-reducción espontáneas se pueden utilizar de forma productiva. En esta sección explicaremos las reacciones redox indeseables que originan la **corrosión** de los metales. **Las reacciones de corrosión son reacciones espontáneas en las cuales un metal es atacado por alguna sustancia en su ambiente y se convierte en un compuesto no deseado.**

Para casi todos los metales, la oxidación es un proceso termodinámicamente favorable en el aire a temperatura ambiente. Cuando el proceso de oxidación no se inhibe de alguna manera, puede ser muy destructivo para cualquier objeto hecho de metal. Sin embargo, la oxidación puede formar una capa protectora aislante de óxido que impide al metal subyacente que siga reaccionando (este es el caso del Aluminio y su óxido). El metal magnesio se protege de manera similar.

Algunas aleaciones metálicas, como el acero inoxidable, forman también capas protectoras de óxido impermeables. El silicio semiconductor, forma también con facilidad una capa de SiO_2 protectora que es importante para su uso en los circuitos electrónicos.

Electrolisis

Las celdas voltaicas se basan en reacciones de oxidación-reducción espontáneas. Por el contrario, es posible utilizar energía eléctrica para ocasionar que ocurran reacciones de oxidación-reducción no espontáneas. Por ejemplo, la electricidad se puede utilizar para descomponer cloruro de sodio (figura 5) fundido en sus elementos componentes:



Dichos procesos, que **son impulsados por una fuente externa de energía eléctrica**, se llaman reacciones de electrolisis y se llevan a cabo en las **celdas electrolíticas**.

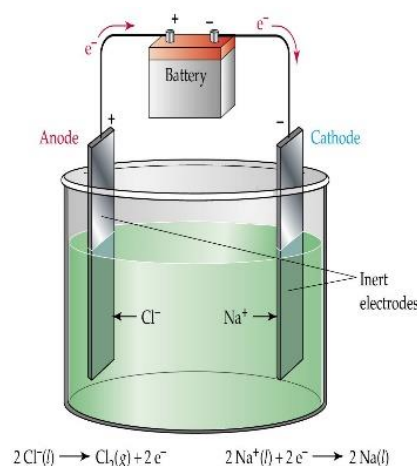


Figura 5

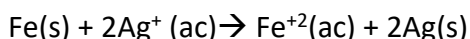
Nótese que a diferencia de la celda voltaica, en este caso el cátodo tiene signo negativo y el ánodo positivo.

Seminario

1. (a) ¿Qué significa el término *oxidación*? (b) ¿En qué lado de una media-reacción de oxidación aparecen los electrones? (c) ¿Qué significa el término *oxidante*? (d) ¿Qué significa el término *agente oxidante*?
2. (a) ¿Qué significa el término *reducción*? (b) ¿En qué lado de la media-reacción de reducción aparecen los electrones? (c) ¿Qué significa el término *reductor*? (d) ¿Qué significa el término *agente reductor*?
3. Indique si cada una de las siguientes afirmaciones es verdadera o falsa:
 - (a) Si algo se oxida, formalmente pierde electrones.
 - (b) Para la reacción $\text{Fe}^{+3}(\text{ac}) + \text{Co}^{2+}(\text{ac}) \rightarrow \text{Fe}^{+2}(\text{ac}) + \text{Co}^{3+}(\text{ac})$. $\text{Fe}^{+3}(\text{ac})$ es el agente reductor y $\text{Co}^{2+}(\text{ac})$ es el agente oxidante.
 - (c) Si no existen cambios en el estado de oxidación de los reactivos o de los productos de una reacción en particular, esa reacción no es una reacción de oxidación-reducción.
4. Indique si cada una de las afirmaciones siguientes es verdadera o falsa:
 - (a) Si algo se reduce, formalmente pierde electrones.
 - (b) Un agente reductor se oxida al reaccionar.
 - (c) Los agentes oxidantes pueden convertir el CO en CO₂.
5. En cada una de las siguientes ecuaciones de oxidación-reducción balanceadas, identifique los elementos que experimentan cambios en el número de oxidación e indique la magnitud del cambio en cada caso.
 - (a) $\text{I}_2\text{O}_5(s) + 5\text{CO}(g) \rightarrow \text{I}_2(s) + 5\text{CO}_2(g)$
 - (b) $2\text{Hg}^{+2}(\text{ac}) + \text{N}_2\text{H}_4(\text{ac}) \rightarrow 2\text{Hg}(l) + \text{N}_2(g) + 4\text{H}^+(\text{ac})$
 - (c) $3\text{H}_2\text{S}(\text{ac}) + 2\text{H}^+(\text{ac}) + 2\text{NO}_3^-(\text{ac}) \rightarrow 3\text{S}(s) + 2\text{NO}(g) + 4\text{H}_2\text{O}(l)$
6. Indique si las siguientes ecuaciones balanceadas involucran oxidación-reducción. Si lo hacen, identifique los elementos que experimentan cambios en el número de oxidación.

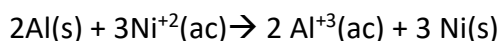
- (a) $\text{PBr}_3(\text{l}) + 3 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_3(\text{ac}) + 3 \text{HBr}(\text{ac})$
 (b) $\text{NaI}(\text{ac}) + 3 \text{HOCl}(\text{ac}) \rightarrow \text{NaIO}_3(\text{ac}) + 3 \text{HCl}(\text{ac})$
 (c) $3 \text{SO}_2(\text{g}) + 2 \text{HNO}_3(\text{ac}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 3 \text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac}) + 2 \text{NO}(\text{g})$
 (d) $2 \text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac}) + 2 \text{NaBr}(\text{s}) \rightarrow \text{Br}_2(\text{l}) + \text{SO}_2(\text{g}) + \text{Na}_2\text{SO}_4(\text{ac}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

7. Se construye una celda voltaica similar a la que aparece en la figura 1. Un compartimiento de electrodo consta de una tira de plata colocada en una disolución de AgNO_3 y la otra tiene una tira de hierro colocada en una disolución de FeCl_2 . La reacción general de la celda es:



(a) ¿Qué se oxida y qué se reduce? (b) Escriba las medias reacciones que ocurren en los dos compartimientos de los electrodos, (c) ¿Cuál electrodo es el ánodo y cuál es el cátodo? (d) Indique los signos de los electrodos, (e) ¿Fluyen los electrones del electrodo de plata hacia el electrodo de hierro, o viceversa? (f) ¿En qué direcciones migran los cationes y los aniones a través de la disolución?

8. Se construye una celda voltaica similar como la que aparece en la figura 1. Un compartimiento de electrodo consta de una tira de aluminio colocada en una disolución de $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ y la otra tiene una tira de níquel colocada en una disolución de NiSO_4 .



(a) ¿Qué se oxida y qué se reduce? (b) Escriba las medias reacciones que ocurren en los dos compartimientos de los electrodos, (c) ¿Cuál electrodo es el ánodo y cuál es el cátodo? (d) Indique los signos de los electrodos, (e) ¿Los electrones fluyen del electrodo de aluminio hacia el electrodo de níquel o desde el níquel hacia el aluminio? (f) ¿En qué direcciones migran tanto los aniones como los cationes a través de la disolución? Asuma que Al no está recubierto con su óxido.

9. (a) ¿Qué es la *electrolisis*? (b) ¿Las reacciones de electrólisis son termodinámicamente espontáneas? Explique su respuesta. (c) ¿Qué proceso ocurre en el ánodo durante la electrólisis de NaCl fundido?

10. (a) ¿Qué es una *celda electrolítica*? (b) La terminal negativa de una fuente de voltaje se conecta a un electrodo de una celda electrolítica. ¿Es el electrodo el ánodo o el cátodo de la celda? Explique su respuesta.