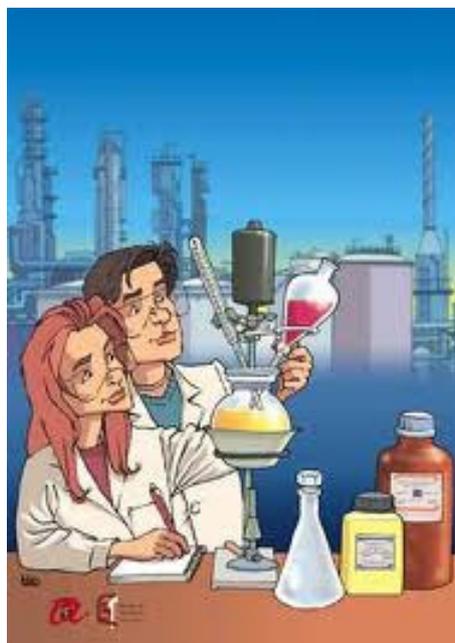




Departamento de Química

Cuadernillo de Nivelación en Química



2013

Introducción

¿Por qué estudiar QUÍMICA?

La química no se hace sólo en los laboratorios, en realidad ocurre todos los días y tiene un gran impacto sobre lo que uno usa y hace. Hacemos química cuando cocinamos, cuando agregamos cloro a la pileta de natación o cuando se enciende el motor de un coche. Se produce una reacción química cuando un clavo se oxida, cuando las plantas convierten el dióxido de carbono y el agua en carbohidratos y energía para crecer o cuando una tableta antiácida se disuelve en agua.

Los procesos químicos se producen todos los días en la naturaleza, en nuestro cuerpo, y también en los laboratorios químicos, plantas de fabricación de productos químicos y en laboratorios farmacéuticos.

Por todo esto es muy importante el estudio de la química, es decir el estudio de la composición, estructura, propiedades y reacciones de la materia, entendiendo a esta palabra como aquella que sirve para denominar a todas las sustancias que conforman el universo.



Capítulo 1

La Materia: Clasificación. Propiedades. Estados de agregación

1. Clasificación de la materia

La **materia** está en todas partes: el agua que pones en la cafetera, tu cepillo de dientes, el oxígeno que inhalas y el dióxido de carbono que exhalas son formas de materia.

La materia se distingue por ciertas propiedades como su aspecto, el punto de fusión y ebullición, la densidad y otras. Además tiene la forma física de sólido, líquido o gas, siendo el ejemplo más común el agua, un compuesto que existe en los tres estados: el cubo de hielo, el agua que sale de la canilla y cuando se evapora forma un gas.

Materia es cualquier sustancia que tiene masa y ocupa un espacio. Como hay varios tipos, la materia se clasifica según la clase de componentes que contiene. Una **sustancia pura** tiene una composición definida, mientras que una **mezcla** está formada por dos o más sustancias en cantidades variables.

1.1. Sustancias puras

Una sustancia pura es un tipo de materia de composición definida. Hay dos tipos: **elementos** y **compuestos**.

Los **elementos** son las sustancias más fundamentales con las cuales se construyen todas las cosas materiales. La partícula más pequeña que conserva las propiedades del elemento es el átomo. Los átomos de un elemento sólido están organizados con arreglo a un patrón regular y son del mismo tipo. Todos los átomos de un trozo de cobre son átomos de cobre. Los átomos de un elemento particular no se pueden dividir en átomos más simples.

Los **compuestos** son una combinación de dos o más elementos unidos en una determinada proporción: todas las muestras de agua (H_2O) están formadas por la misma proporción de hidrógeno y oxígeno, pero en el peróxido de hidrógeno (H_2O_2), están combinados en proporciones diferentes. Tanto el H_2O como el H_2O_2 son distintos compuestos formados por los mismos elementos en diferentes proporciones.

Los compuestos se descomponen mediante procesos químicos en sustancias más simples como los elementos, pero no se pueden descomponer mediante procesos físicos. Los elementos no se descomponen ni por procesos físicos ni por procesos químicos.

1.2. Mezclas

En una **mezcla** dos o más sustancias se combinan físicamente pero no químicamente. El aire que respiramos es una mezcla, principalmente de gases oxígeno y nitrógeno. El acero es una mezcla de hierro, níquel, carbono y cromo. Una solución como el té o el café también es una mezcla.

Tipos de mezclas

Las mezclas se clasifican en:

- **Homogéneas:** la composición de la mezcla es uniforme a lo largo de la muestra: aire, agua de mar, bronce.
- **Heterogéneas:** sus componentes no tienen una composición uniforme a lo largo de la muestra: una muestra de petróleo y agua, pues el petróleo flota sobre el agua, las burbujas en una bebida.

2. Propiedades de la materia y estados de agregación

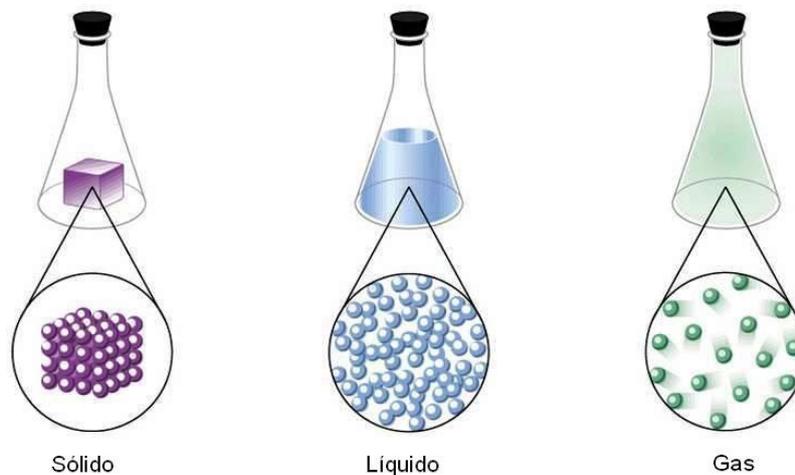
Una forma de describir la materia es observar sus propiedades. Hay dos tipos de propiedades: las físicas y las químicas.

2. 1. Propiedades Físicas

Son aquellas propiedades **que se observan o miden sin afectar la identidad de una sustancia**.

Son ejemplos de este tipo de propiedades: color, olor, punto de fusión, punto de ebullición, estado a 25 °C, apariencia, conducción de la electricidad, conducción del calor, densidad.

Estas propiedades están relacionadas con el **estado de la materia: sólido, líquido y gaseoso**, como se muestra en la figura. Cada estado tiene un conjunto de propiedades físicas. Un **sólido** tiene una forma y volumen definido: un libro, una pelota. Un **líquido** tiene un volumen definido pero no una forma definida, por ejemplo el agua toma la forma del recipiente que lo contiene. Un **gas** no tiene ni forma ni volumen; cuando se infla un neumático con aire, que es un gas, llena toda la forma y el volumen del mismo.



El agua es una sustancia que se encuentra comúnmente en tres estados. Cuando la materia experimenta un cambio físico, su estado cambiará, pero su identidad o composición permanecen iguales. La forma sólida del agua, como la nieve o el hielo, tiene una apariencia distinta a la de su forma líquida o gaseosa, pero en las tres formas es agua.



Ejemplos de cambios físicos

Tipo de cambio físico	Ejemplo
Cambio de estado	Agua en ebullición
Cambio de apariencia	Disolución de azúcar en agua
Cambio de forma	Estirar el cobre en un alambre delgado
Cambio de tamaño	Moler pimienta en partículas más pequeñas

2.1.1. Densidad (δ)

La densidad es una propiedad física importante de la materia. Es la medida de cuánta masa hay contenida en una unidad de volumen. Se expresa mediante la fórmula:

$$\delta = m/v$$

Donde δ es la de densidad, m la masa y v el volumen.

Puesto de manera sencilla, si la masa es la medida de cuánto material tiene un objeto, entonces, la densidad es la medida de cuán compactado está ese material. En el sistema de unidades SI (ver Anexo), se expresa en kg/m^3 , aunque en general sus unidades son: g/cm^3 para los sólidos, g/cm^3 o g/mL para los líquidos y g/L para los gases.

Los cuerpos sólidos suelen tener mayor densidad que los líquidos y éstos tienen mayor densidad que los gases.

La densidad del agua, por ejemplo, es de 1 gr/cm^3 . Esto significa que si tomamos un cubo de 1 cm de lado y lo llenamos de agua, el agua contenida en ese cubo tendrá una masa de un gramo.

Una de las maneras cotidianas para ilustrar a la densidad, es a través de la observación de cualquier cosa que flote o se hunda en un líquido determinado, (por ejemplo, agua). Si un objeto es menos denso que el líquido en donde se encuentra, entonces flotará. Pero si es más denso, se hundirá. Por eso es que un ancla, la cual es muy densa (con gran cantidad de masa en poco volumen), se hunde tan rápidamente; mientras que un corcho (poca masa y gran volumen), flota y le cuesta hundirse porque es menos denso que el agua.

Algunos elementos son, por naturaleza, muy densos. Este es el caso del mercurio (Hg) que es un metal líquido a temperatura ambiente cuya densidad de $13,6 \text{ gr/cm}^3$. Esto significa que en un cubo de 1 cm de lado lleno con mercurio se tiene una masa de $13,6$ gramos.

En el capítulo 6 de disoluciones retomaremos este concepto. La densidad de una disolución es necesaria para poder convertir expresiones de concentración que involucran el volumen de la disolución a expresiones que involucran a la masa de la misma (o viceversa).



Una muestra de $44,65 \text{ g}$ de cobre tiene un volumen de 5 cm^3 ¿Cuál es la densidad del cobre?

$$\delta_{\text{cobre}} = m/v = 44,65 \text{ g} / 5 \text{ cm}^3$$

$$\delta_{\text{cobre}} = 8,93 \text{ g/cm}^3$$



Si la densidad de la leche es 1,04 g/mL ¿Cuántos gramos de leche hay en una taza de leche(250 mL)?

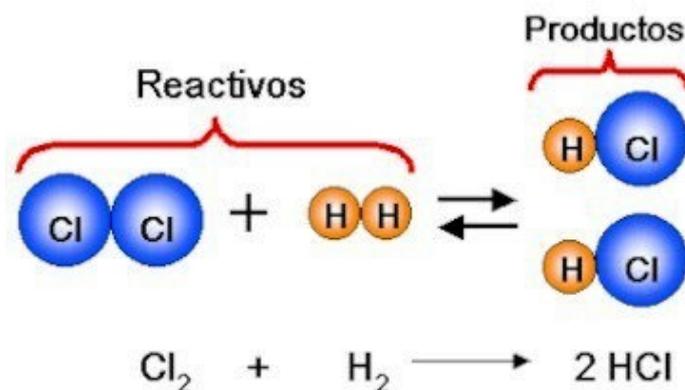
$$\delta = m/v, \text{ por lo tanto, despejando se tiene que } m = \delta \times v$$

$$m = \delta \times v = 1,04 \text{ g/mL} \times 250 \text{ mL}$$

$$m = 260 \text{ g}$$

2. 2. Propiedades químicas

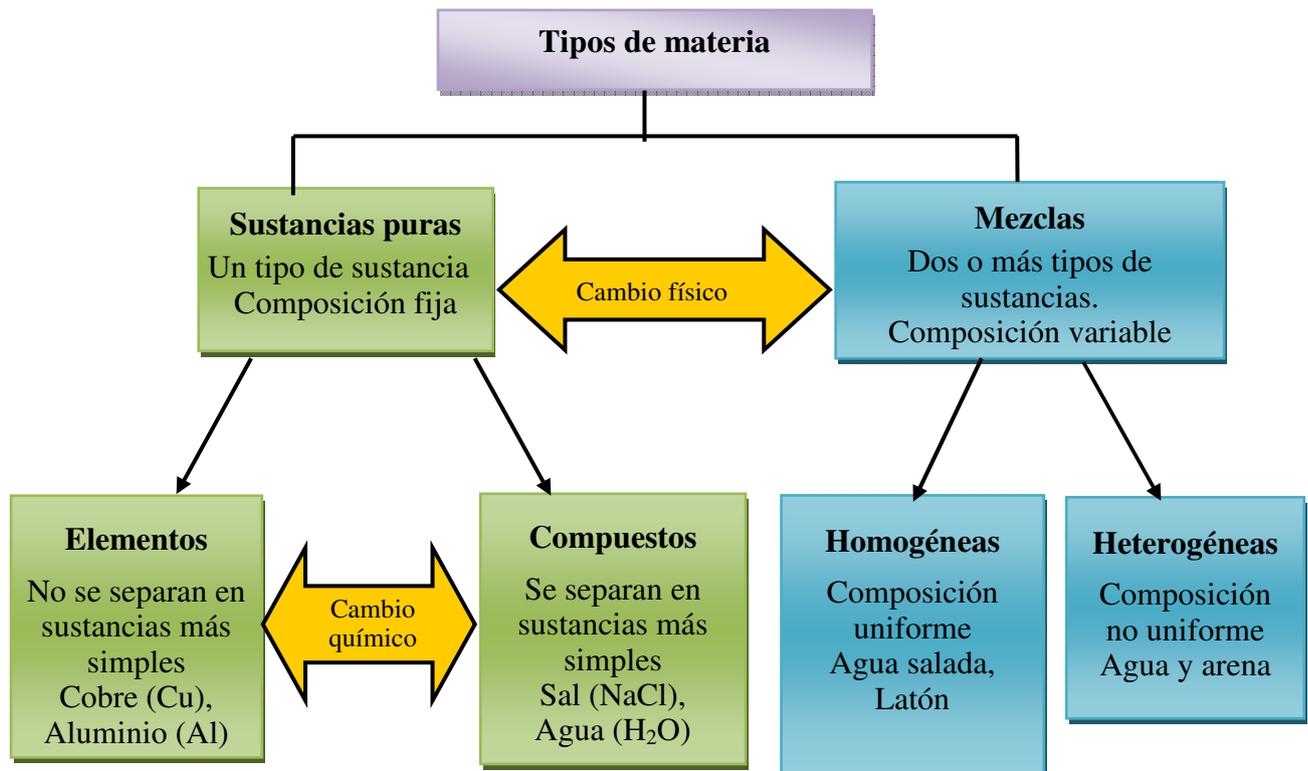
Las propiedades químicas son aquellas que describen la habilidad de una sustancia para cambiarla en una nueva. Durante un cambio químico la sustancia original se convierte en una o más sustancias nuevas con diferentes propiedades químicas y físicas.



Ejemplos de cambios químicos

Tipo de cambio químico	Cambios en propiedades químicas
Caramelizar azúcar	A altas temperaturas el azúcar blanco cambia a una sustancia suave de color caramelo.
Formación de óxido	El hierro que es gris y brillante, se combina con el oxígeno para formar óxido anaranjado-rojizo.
Quemar madera	Un trozo de pino se quema con una llama que produce calor, cenizas, dióxido de carbono y vapor de agua.

A modo de resumen:



	Al final del cuadernillo vas a encontrar un ANEXO donde podrás leer y refrescar los temas:
	Medidas y magnitudes. Sistema Internacional de Medida. Notación científica

Tanto el tema desarrollado en el Capítulo 1 como el que se desarrolla en el Anexo, te serán de utilidad para el desarrollo de los restantes capítulos del cuadernillo de ingreso.

Si bien no tienen ejercitación, es importante que los leas y consultes tus dudas si las tuvieras.

Capítulo 2

Elementos y símbolos químicos. Tabla periódica. Átomos y moléculas.

1. Elementos, símbolos químicos y Tabla Periódica

Anteriormente aprendimos que los elementos son las sustancias de las que está hecha la materia. Muchos de los elementos tomaron nombres de planetas, lugares geográficos, figuras mitológicas, etc. y existen símbolos químicos que identifican a los elementos y que son abreviaturas que constan de una o dos letras. Sólo la primera letra del símbolo de un elemento es mayúscula; la segunda, si la hay, es minúscula.

Símbolo químico	Nombre del elemento
C	carbono
Cu	cobre
N	nitrógeno
Ni	níquel

A medida que se fueron descubriendo más y más elementos químicos, fue necesario organizarlos con algún tipo de sistema de clasificación. A finales del siglo XIX, los científicos reconocieron que ciertos elementos se parecían y comportaban en forma muy similar. En 1872, un químico ruso, D. Mendeleiev, ordenó 60 elementos conocidos en la época, en grupos con propiedades similares y los colocó en orden de masa atómica creciente. Actualmente, este ordenamiento de más de 110 elementos basado en el número atómico creciente se conoce como **tabla periódica**.

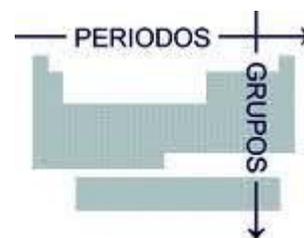
La tabla periódica ofrece una gran cantidad de información acerca de los elementos.

En ciencias usamos las medidas para comprender el mundo que nos rodea. Los científicos miden las cantidades de los materiales que conforman todo en nuestro universo. Al aprender acerca de la medición se desarrollan habilidades para resolver problemas y trabajar con números en química. Los profesionales tienen que tomar decisiones a partir de datos. Esto implica realizar mediciones precisas de longitud, volumen, masa, temperatura y tiempo.

1.1 Períodos y Grupos

Cada hilera horizontal en la tabla se llama **período** y se numera de manera creciente de arriba hacia abajo, desde 1 hasta 7.

Cada columna en la tabla periódica se denomina **grupo** y contiene una familia de elementos que tienen propiedades similares. Se numeran de manera creciente de izquierda a derecha. Los elementos de las dos primeras columnas de la izquierda y las últimas seis a la derecha constituyen los **elementos representativos** o **elementos de los grupos** principales.



Durante muchos años se les han dado los números 1A-8A. En el centro de la tabla periódica hay un bloque de elementos conocidos como **elementos de transición** que se los designa con la letra B. Un sistema de numeración más moderna asigna los números de 1 a 18 que van a través de toda la tabla.

Muchos grupos de la tabla periódica reciben nombres especiales: el grupo 1 ó 1A, metales alcalinos (Li Na, K, etc.); los de grupo 17 ó 7A son los halógenos (F, Cl, Br, I, At) y los de grupo 18 ó 18A gases nobles (He, Ne, Ar, Kr, Zn, Rn).

1. 2. Metales, no metales, metaloides

La tabla periódica posee una **línea gruesa en zig-zag** que separa los elementos en **metales y no metales**. Los de la izquierda de la línea son los metales, a excepción del hidrógeno, y los no metales son los de la derecha.

En general la mayoría de los **metales** son sólidos brillantes, dúctiles, buenos conductores del calor y la electricidad. El carácter metálico de los elementos aumenta hacia la izquierda y hacia abajo en la tabla periódica.

Los **no metales** no son brillantes ni maleables ni dúctiles y no conducen ni el calor ni la electricidad. Por lo general tienen puntos de fusión bajos y muchos son gaseosos a temperatura ambiente.

Los **metaloides** son elementos que muestran propiedades típicas tanto de los metales como de los no metales. Son mejores conductores del calor y la electricidad que los no metales pero no tanto como los metales. En la tabla periódica, los metaloides (B, Si, Ge, As, Sb, Te, Po y At) se ubican en la línea gruesa que separa los metales de los no metales.

En la siguiente tabla se pueden observar, a modo de ejemplo, las propiedades de un metal, un no metal y un metaloide.

Plata (Ag)	Antimonio (Sb)	Azufre (S)
Metal	Metaloide	No metal
Brillante	Azul-grisáceo, brillante	Opaco, amarillo
Extremadamente dúctil	Quebradizo	Quebradizo
Buen conductor del calor y la electricidad	Pobre conductor del calor y la electricidad	Pobre conductor del calor y la electricidad
Punto de fusión 962 °C	Punto de fusión 630 °C	Punto de fusión 113 °C

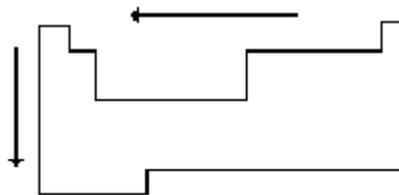
2. Átomos, iones y moléculas

2. 1. El átomo

Todos los elementos de la tabla periódica están hechos de pequeñas partículas llamadas átomos. Un **átomo** es la partícula más pequeña de un elemento que tiene las características de éste.

El concepto de átomo es relativamente reciente. Aunque los filósofos griegos en el año 500 AC razonaron que todo debía contener partículas minúsculas, que también llamaron átomos, esta idea se convirtió en teoría científica en 1808 cuando John Dalton desarrolló la teoría atómica, que proponía que todo elemento está conformado por pequeñas partículas llamadas átomos y que estos se combinan para formar compuestos. La teoría atómica de Dalton constituyó la base de la actual teoría atómica. Ahora sabemos que los átomos no son partículas indestructibles como propuso Dalton, sino que están constituidas por partículas más pequeñas (subatómicas). Sin embargo, un átomo sigue siendo la partícula más pequeña que conserva las propiedades de un elemento.

El tamaño del átomo está determinado por el **radio atómico** que es la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos idénticos adyacentes y la unidad es el **Angstrom, Å**, que equivale a la diezmilmillonésima parte del metro (10^{-10} m). El radio atómico es una propiedad periódica. En un período aumenta de derecha a izquierda y en un grupo aumenta de arriba hacia abajo.



Aumento del radio atómico en la tabla periódica

2. 2. Moléculas

Cada molécula es un conjunto de átomos y para poder describirlas se emplea lo que se denomina **fórmula química**. En cada fórmula química, mediante subíndice, se indica la cantidad de átomos que componen la molécula.

O_2 , que representa la molécula de oxígeno, está formada por dos átomos de oxígeno.

H_2O , que es la molécula de agua, contiene dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.

Cuando las moléculas contienen un mismo tipo de átomo, es decir, el mismo elemento se denominan **sustancias simples** y cuando contienen átomos distintos se llaman **sustancias compuestas**.

2. 3. Atomicidad

Es el número de átomos que componen una sustancia simple.

Moléculas diatómicas: F_2

Moléculas triatómicas: O_3 (ozono)

Moléculas tetraatómicas: P_4

Algunos elementos muy importantes, como el oxígeno, el hidrógeno, el nitrógeno y los halógenos (flúor, cloro, bromo y yodo) se encuentran en la naturaleza en forma biatómica. Es decir, su unidad constituyente es una molécula formada por dos átomos idénticos. Salvo que se indique lo contrario, este hecho debe ser tenido en cuenta siempre que se realicen cálculos con estas sustancias.

Elementos biatómicos: H_2 O_2 N_2 F_2 Cl_2 Br_2 I_2

2. 4. Estructura del átomo

Los átomos contienen partículas más pequeñas denominadas **partículas subatómicas**. Estas partículas son los protones, los neutrones y los electrones. **Los protones poseen carga positiva (+), los electrones carga negativa (-) y los neutrones no tienen carga.**

Partícula	Símbolo	Carga	Masa en gramos
electrón	e	-1	$9,110 \cdot 10^{-28}$
protón	P	+1	$1,673 \cdot 10^{-24}$
neutrón	n	0	$1,675 \cdot 10^{-24}$

El átomo posee un núcleo, donde se localizan los protones y los neutrones que son las partículas subatómicas de mayor masa. En el núcleo se concentra prácticamente toda la masa del átomo. El núcleo de un átomo tiene un diámetro de aproximadamente $1 \cdot 10^{-15}$ m, esto es, un tamaño aproximadamente 10.000 veces menor que el tamaño atómico. Los electrones se encuentran en la parte exterior del átomo, rodeando al núcleo, y se mueven en regiones definidas del espacio llamadas orbitales; los electrones son 1838 veces más livianos que los protones.

Todos los átomos de un mismo elemento tienen el mismo número de protones. **El número de protones que posee un átomo se denomina número atómico (Z)** y se usa para identificar a cada elemento. Dado que **los átomos son eléctricamente neutros, el número de protones es igual al número de electrones**

Por ejemplo, en el caso del H (hidrógeno) $Z = 1$, se deduce que un átomo de H posee un electrón. Un átomo de Au (oro) con $Z = 79$, tiene 79 electrones alrededor de su núcleo. A veces se escribe el número atómico de un elemento como subíndice, a la izquierda del símbolo químico correspondiente, Por ejemplo: ${}_1\text{H}$ y ${}_{79}\text{Au}$.

Por otro lado, el número de protones y el número de neutrones determinan la masa del núcleo, por lo tanto para cualquier átomo **el número de masa o número másico (A)** es la suma del número de protones y el número de neutrones.

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

Por lo tanto,

$$\boxed{\mathbf{A = Z + n}}$$

O sea que si deseáramos saber el número de neutrones presentes en el átomo, sólo deberíamos despejar la ecuación anterior:

$$\mathbf{n = A - Z}$$

En general cualquier elemento X se indica:



Los números **A** y **Z** los podés leer directamente de tu tabla periódica, mientras que **n** tendrás que calcularlo.

A modo de ejemplo, en la tabla siguiente se esquematizan los conceptos vistos. Se aconseja analizarla con la tabla periódica en la mano.

Elemento	Símbolo	Número Atómico	Número Másico	Nro. de protones	Nro. de neutrones	Nro. de electrones
Hidrógeno	H	1	1	1	0	1
Nitrógeno	N	7	14	7	7	7
Cloro	Cl	17	37	17	20	17
Hierro	Fe	26	56	26	30	26
Oro	Au	79	197	79	118	79



Ejercitación: Indica el número de protones, neutrones y electrones del boro



Solución: El número atómico es 5, de modo que posee 5 protones. El número másico es 11, por lo que el número de neutrones es $11 - 5 = 6$. El número de electrones es igual al de protones, o sea 5, ya que el átomo es neutro.



Desafío: Un átomo posee 11 electrones y 12 neutrones. ¿Con estos dos datos, podrías indicar el número atómico y el número másico del elemento?

¿De qué átomo se trata?

2. 5. Niveles energéticos del electrón

La mayor parte del átomo es espacio vacío en donde los electrones se mueven libremente, lo que significa que **poseen energía**. Pero no todos tienen la misma energía, sino que se van agrupando en diferentes **niveles energéticos**.

Los niveles de energía de un átomo se pueden pensar como los distintos escalones de una escalera. A medida que subes o bajas la escalera, debes pasar de un escalón a otro, y no puedes detenerte en un nivel entre los mismos. En los átomos sólo hay electrones en los niveles energéticos disponibles y la energía total (tanto cinética como potencial) de un electrón cambia conforme se mueve de un nivel a otro dentro del átomo.

El número máximo de electrones permitidos en cada nivel energético está dado por $2n^2$, donde **n** representa al número cuántico principal que indica el nivel de energía. El número cuántico **n** toma valores enteros positivos comenzando desde $n = 1$.

En la siguiente tabla se puede visualizar el número máximo de electrones en cada nivel energético:

Nivel principal de energía	Nro. máximo total de electrones ($2n^2$)
1	2
2	8
3	18
4	32

Principio de mínima energía

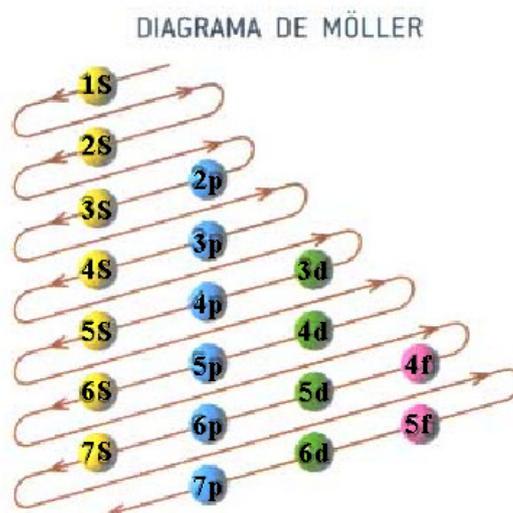
Los electrones se ubican en un átomo de tal manera que les corresponda el menor valor de energía posible.

La secuencia de llenado de los subniveles, según su energía creciente es:



Se debe señalar que el subnivel 4s posee menos energía que el 3d, y el 5s menos que el 4d; como los orbitales se llenan de acuerdo con estados de energía crecientes, estas alteraciones se deben tener en cuenta para escribir correctamente la configuración electrónica de los distintos elementos.

El diagrama de Möller es una regla nemotécnica que permite conocer esta ordenación energética.



Configuraciones electrónicas de los elementos

Se llama configuración electrónica de un elemento a la expresión simbólica de la distribución de los electrones en niveles y subniveles.

Se simboliza con:

- 1-Un número que es el Número Cuántico Principal e indica el nivel.
- 2-Una letra que representa el Número Cuántico Secundario e indica el subnivel (s, p, d, f).
- 3-Un superíndice que indica el número de electrones en el subnivel.
- 4-La suma de todos los superíndices indica la cantidad total de electrones.

A modo de ejemplo podemos ver por ejemplo el átomo de Zinc.

El Zn tiene número atómico 30 y su configuración electrónica es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$

Esta notación puede abreviarse colocando entre paréntesis el gas noble anterior al elemento de la siguiente manera: $[\text{Ar}]4s^2 3d^{10}$



Ejercitación: Dadas las siguientes configuraciones electrónicas:

A: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ **B:** $1s^2 2s^2$ **C:** $1s^2 2s^2 2p^6$

Indica razonadamente el grupo y el período en los que se hallan **A**, **B** y **C**.

Solución: La suma de todos los exponentes indica el número total de electrones, por lo tanto, para el átomo neutro, sumando los electrones sabría cuál es el número atómico del elemento y por ende su ubicación en la tabla periódica.

A tiene 16 electrones, por lo tanto, $Z = 16$, es decir, se trata del elemento azufre que se encuentra en el grupo 16 (VIA) y en el período 3



Desafío: ¿Te animás con **B** y con **C**?

Electrones de valencia: las propiedades químicas de los elementos representativos se deben, principalmente a los electrones de valencia, que son los electrones que se encuentran en los niveles energéticos externos. Estos son los electrones que intervienen en los enlaces químicos. Por ejemplo, el sodio (Na) al pertenecer al grupo IA, posee un único electrón de valencia y, por lo tanto, puede aportar un sólo electrón al formar enlaces.

Los elementos representativos de un mismo grupo de la tabla periódica tienen igual número de electrones de valencia. Por ejemplo, el oxígeno (O) y el azufre (S) pertenecen al grupo VIA y ambos tienen 6 electrones de valencia

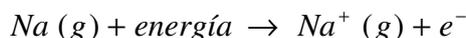


Desafío: Cuatro elementos **A**, **B**, **C** y **D** tienen números atómicos 6, 9, 13 y 19.

- Indica el grupo y el período al que pertenecen.
- Indica el número de electrones de valencia que tendrá cada uno.
- Clasifícalos como metales o no metales
- ¿Cuántos protones, neutrones y electrones tendrá cada uno?
- Escribe la configuración electrónica de cada uno de ellos.

2. 6. Energía de ionización. Iones y compuestos iónicos

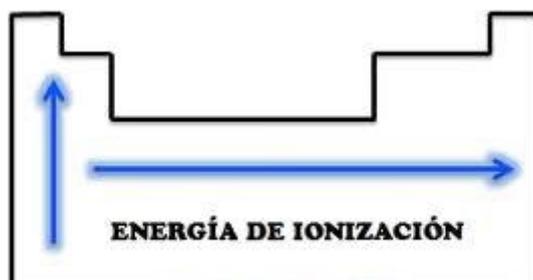
Los electrones se mantienen en los átomos mediante su atracción al núcleo. Por lo tanto se requiere energía para remover un electrón de un átomo. La energía necesaria para remover el electrón más débilmente unido a un átomo en el estado gaseoso se denomina energía de ionización y al proceso se lo denomina ionización. Cuando un átomo de un elemento en el estado gaseoso pierde un electrón se forma una partícula llamada **ión** que posee un carga positiva (+).



Un **ión con carga positiva** se denomina **catión** y se forma cuando el átomo pierde un electrón (Na^+).

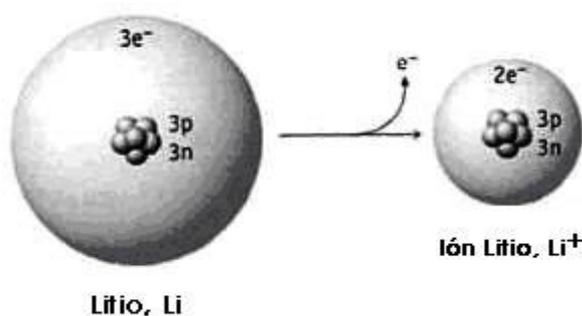
Un **ión con carga negativa** se denomina **anión** y se forma cuando el átomo gana un electrón (Cl^-)

La energía de ionización, por lo general, disminuye al bajar por un grupo de la tabla periódica. Al avanzar a través de un período de izquierda a derecha la energía de ionización aumenta. En general la energía de ionización es baja para los metales y alta para los no metales.



En el período 1, los electrones de valencia están cerca del núcleo y fuertemente unidos, por lo tanto H y He tienen energías de ionización altas porque se requiere una gran cantidad de energía para remover un electrón. Las altas energías de ionización de los gases nobles indican que sus configuraciones electrónicas son especialmente estables.

Los iones tienen un determinado **radio iónico**. El radio iónico de un catión es menor que el radio del átomo neutro del que proviene y el de un anión es mayor. En la figura se pueden observar estas afirmaciones. Además, el radio iónico sigue la misma tendencia que el radio atómico en la tabla periódica.



Además de los iones sencillos como Li^+ o el F^- , existen iones poliatómicos como NO_3^- (ión nitrato) y SO_4^{2-} (ión sulfato). Estos iones consisten en átomos unidos igual que en una molécula, pero tienen carga neta positiva o negativa.

2. 7. Isótopos y Masa atómica

Hemos visto que los átomos del mismo elemento tiene el mismo número de protones y electrones. Sin embargo, los átomos de algún elemento no son completamente idénticos porque pueden tener distinto número de neutrones. Así surgen los **isótopos**, que son **átomos del mismo elemento que poseen distinto número de neutrones**. Para diferenciar a los diferentes isótopos se coloca el número másico A como superíndice a la izquierda del símbolo químico. Por ejemplo, todos los átomos del elemento magnesio (Mg) tienen 12 protones, pero algunos de estos átomos tienen 12 neutrones y otros 13 e incluso 14 neutrones. Estas diferencias hacen que sus masas sean diferentes, pero no su comportamiento químico. Los tres isótopos del Mg tienen igual número atómico pero distinto número másico. Se los representa como: ^{24}Mg , ^{25}Mg , ^{26}Mg .

En el caso del H, sus tres isótopos reciben nombres especiales:



La masa atómica de los tres isótopos es 1 pero: ^1H posee 1 protón y 0 neutrón, mientras que el ^2H tiene 1 protón y 1 neutrón y el ^3H posee 1 protón y 2 neutrones.



Ejercitación: ¿cuántos neutrones tendrá cada isótopo del neón, sabiendo que en su núcleo hay 10 protones?

Solución: Para cada A (20, 21 y 22) y el mismo Z = 10, los isótopos deben tener 10, 11 y 12 neutrones respectivamente.

Generalmente los isótopos no tienen nombres especiales, sino que se denotan dando el elemento y su número de masa correspondiente, por ejemplo:

neón-20, neón-21 y neón-22.

Su símbolo se obtiene escribiendo el número de masa como supraíndice a la izquierda del símbolo químico:



Desafío: Los números de masa de los isótopos del criptón (Kr) son 78, 80, 82, 83, 84 y 86. ¿Cuántos neutrones hay en el núcleo de cada uno de ellos?

Respuesta: Habrá respectivamente, 42, 44, 46, 47, 48 y 50 neutrones

Ahora podemos definir lo que se conoce como **masa atómica** de un elemento, que es la **masa promedio de todos los isótopos de dicho elemento que ocurren en la naturaleza, con base en la abundancia y la masa de cada isótopo**. Este número es el que aparece debajo del símbolo en la tabla periódica.

Se define la **uma** (unidad de masa atómica) como un doceavo de la masa de un átomo de carbono 12 (^{12}C), por lo que el átomo de C tiene una masa de exactamente 12 uma.

En la siguiente tabla se muestran algunos ejemplos:

Elemento	Isótopo	Masa atómica (uma)
Litio	${}^6\text{Li}$, ${}^7\text{Li}$	6,941
Carbono	${}^{12}\text{C}$, ${}^{13}\text{C}$, ${}^{14}\text{C}$	12,01
Azufre	${}^{32}\text{S}$, ${}^{33}\text{S}$, ${}^{34}\text{S}$, ${}^{36}\text{S}$	32,07

Veamos como se calcula:

En una muestra de gas cloro, el Cloro-35 y el Cloro-37 presentan sus abundancias naturales: 75,8 % de ${}^{35}\text{Cl}$ y 24,2 % de ${}^{37}\text{Cl}$. Puesto que las masas de los isótopos son 34,97 y 36,97 uma respectivamente, la masa media de los átomos contenidos en la muestra, es decir la masa atómica del cloro es:

$$A = (75,8/100) \times 34,97 \text{ uma} + (24,2/100) \times 36,97 \text{ uma} = 35,45 \text{ uma}$$

La masa atómica se usa para convertir una cantidad conocida de átomos a su masa en uma, o bien para saber el número de átomos en una masa específica de un elemento.



Ejercitación: Calcula la masa atómica de 10 átomos de azufre

Solución: La tabla periódica nos dice que 1 átomo de S tiene una masa atómica de 32,07 uma, por lo tanto:

$$10 \text{ átomos de S} \times \frac{32,07 \text{ uma}}{1 \text{ átomo de S}} = \mathbf{320,7 \text{ uma}}$$

Conocida la fórmula de un compuesto es posible establecer la **masa molecular** sumando las masas atómicas de cada uno de los elementos que integran la fórmula.



Ejercitación: Calcula la masa molecular del ácido sulfúrico, cuya fórmula es H_2SO_4 .

Solución: En la fórmula de este compuesto hay cuatro átomos de oxígeno, uno de azufre y dos de hidrógeno, por lo tanto, se calcula la masa total de cada elemento presente y se suman.

$$\mathbf{H} \quad 2 \text{ átomos} \times 1,01 \text{ uma} = 2,02 \text{ uma}$$

$$\mathbf{S} \quad 1 \text{ átomo} \times 32,07 \text{ uma} = 32,07 \text{ uma}$$

$$\mathbf{O} \quad 4 \text{ átomos} \times 16,00 \text{ uma} = 64,00 \text{ uma}$$

$$\text{Total} = 98,09 \text{ uma}$$

La masa molecular del H_2SO_4 es 98,09 uma



Desafío:

- a) Halla la masa atómica de los siguientes elementos: **Cu, Ni, H, S y Na**
- b) Calcula la masa molecular de los siguientes compuestos:
- i) **BeCl₂** ii) **Al₂(SO₄)₃** iii) **C₃H₈O**

3. El mol

Cuando vas a comprar huevos, lo haces por docena y sabes que te darán doce. En una oficina el papel que se usa se compra por resmas y sabes que cada resma contiene 500 hojas. En química, las partículas como átomos, moléculas e iones se cuentan por mol. El mol se define como la cantidad de sustancia que contiene **6,022.10²³ partículas**. Este número tan grande se llama **número de Avogadro**, en honor a un físico italiano.

Un mol de un elemento siempre tiene un número de Avogadro de átomos, un mol de un compuesto contiene un número de Avogadro de moléculas o de unidades fórmula.

Un mol de CO₂ contiene:

6,022.10²³ moléculas de CO₂

6,022.10²³ átomos de C

2 x 6,022.10²³ átomos de O

Un mol de NaCl contiene:

6,022x10²³ unidades fórmula de NaCl

6,022x10²³ iones Na⁺

6,022x10²³ iones Cl⁻

3.1. Masa molar

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

Es decir, por ejemplo:

Un átomo de oro tiene una masa de 197 uma, un mol de oro pesa 197g

Una molécula de agua tiene una masa de 18,0 uma, un mol de agua pesa 18,0 g

Es muy importante tener en claro este concepto para no cometer errores en los ejercicios.

Para determinar la masa molar de un compuesto, se multiplica la masa molar de cada elemento por su subíndice en la fórmula y se suman los resultados.



Ejercitación: Calcula la masa molar del SO_3

Solución: La masa molar del SO_3 se obtiene de sumar la masa molar de 1 mol de átomos de azufre y la masa molar de 3 moles de átomos de oxígeno.

$$1 \text{ mol de átomos de S} = 32,07 \text{ g}$$

$$3 \text{ moles de átomos de O} \times \frac{16,00 \text{ g de O}}{1 \text{ mol de átomos de O}} = 48,00 \text{ g de O}$$

$$\text{Masa molar del } \text{SO}_3 = 32,07 \text{ g S} + 48,00 \text{ g O} = 80,07 \text{ g}$$



Ejercitación: Considera un anillo de plata que pesa 8 gramos. Calcula cuántos átomos y cuántos moles de átomos existen en esta cantidad. ¿Cuál es la masa en gramos de un átomo de plata?

Solución: En primer lugar debemos averiguar la masa atómica de la plata. Buscamos en la Tabla Periódica, la plata (Ag) es el elemento 47 y su masa atómica es 107,87, por lo tanto 1 mol de átomos de Ag = 107,87 g Ag

$$8 \text{ g Ag} \times \frac{1 \text{ mol de átomos de Ag}}{107,87 \text{ g Ag}} = \mathbf{0,074 \text{ moles de átomos de Ag}}$$

$$0,074 \text{ moles de átomos de Ag} \times \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Ag}}{1 \text{ mol de átomos de Ag}} = \mathbf{4,456 \cdot 10^{22} \text{ átomos de Ag}}$$

A través de este ejemplo se observa que incluso una muestra relativamente pequeña de materia contiene un número enorme de átomos.

Para calcular la masa en gramos de un solo átomo de plata hacemos:

$$\frac{107,87 \text{ g de Ag}}{1 \text{ mol de átomos de Ag}} \times \frac{1 \text{ mol de átomos de Ag}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Ag}} = \mathbf{1,79 \cdot 10^{-22} \text{ g de Ag / átomo de Ag}}$$

Es decir, **1 átomo de Ag pesa 0,0000000000000000000000179 g de Ag**

Como ya lo habíamos comentado, la masa de un átomo es muy pequeña

Los subíndices en una fórmula química son útiles cuando necesitamos determinar la cantidad de alguno de los elementos.



Ejercitación: Sabiendo que la fórmula molecular de la aspirina es: $C_9H_8O_4$, calcula cuántos moles de átomos de carbono hay en 1,5 moles de compuesto.

Solución: De acuerdo a la fórmula molecular de la aspirina, $C_9H_8O_4$, podemos deducir que en un mol de moléculas de aspirina hay: 9 moles de átomos de C, 8 moles de átomos de H y 4 moles de átomos de O.

Por lo tanto:

$$1,5 \text{ moles de aspirina} \times \frac{9 \text{ moles de átomos de C}}{1 \text{ mol de aspirina}} = \mathbf{13,5 \text{ moles de átomos de C}}$$



Desafío: Se sabe que $3,01 \times 10^{23}$ átomos de sodio pesan 11,5 g. Calcula:

- la masa de 1 mol de átomos de sodio.
- la masa atómica del sodio
- la masa en gramos de un átomo de sodio

Respuesta: a) 23 g, b) 23 uma, c) $3,82 \times 10^{-23}$ g

3. 2. Volumen y moles

Cuando inflas un globo, su volumen aumenta porque agregas más moléculas de aire. Cuando una pelota de básquet tiene un orificio y parte del aire se escapa, su volumen disminuye. En 1811, Avogadro estableció que el volumen de un gas se relaciona directamente con el número de moles de ese gas cuando no cambian ni la temperatura (T) ni la presión (P), es decir, a T y P constantes, si el número de moles aumenta, aumenta el volumen.

Se determinó que a 1 atm de presión y 273 °K (0 °C) de temperatura (**Condiciones Normales de Presión y Temperatura, CNTP**), **1 mol de cualquier gas ocupa un volumen de 22,4 L.**

En CNPT
P = 1 atm = 760 mmHg
T = 273 °C = 0 °C

22,4 L 22,4 L 22,4 L

1 mol H_2 1 mol N_2 1 mol Cl_2

Este valor se conoce como volumen molar de un gas.

Cuadro comparativo de la masa molar, el volumen molar en CNPT y el número de moléculas presentes en un mol de los gases Helio (He), Nitrógeno (N₂) y Metano (CH₄)

Gas			
Masa molar del gas	4,00g	28,0g	16,0g
Volumen molar del gas en CNPT	22,4 L	22,4 L	22,4L
Número de moléculas en un mol del gas	$6,02 \times 10^{23}$	$6,02 \times 10^{23}$	$6,02 \times 10^{23}$



Ejercitación: Una muestra de KClO₃ (s), dio al descomponerse 637 cm³ de gas O₂ medidos a 0 °C y 1 atm. ¿Cuál será la masa original del KClO₃ y la masa de KCl producida?

La reacción es: $\text{KClO}_3 (\text{s}) \rightarrow \text{KCl} (\text{s}) + 3/2 \text{O}_2 (\text{g})$

Solución: Se pueden establecer las siguientes relaciones:

- 1 mol de O₂ (CNPT) = 22,4 L
- 1 mol KClO₃ = 122,5 g KClO₃
- 1 mol KCl = 74,55 g KCl
- 1 L = 1000 cm³
- 1 mol KClO₃ (S) reacciona con 1 mol KCl (S) para dar 3/2 moles de O₂ (g)

Por lo tanto:

$$637 \text{ cm}^3 \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ cm}^3} \times \frac{1 \text{ mol de O}_2}{22,4 \text{ L}} \times \frac{1 \text{ mol KClO}_3}{3/2 \text{ moles de O}_2} = 0,0189 \text{ moles KClO}_3$$

$$0,0189 \text{ moles KClO}_3 \times \frac{122,5 \text{ g KClO}_3}{1 \text{ mol KClO}_3} = \mathbf{2,32 \text{ g KClO}_3}$$

$$0,0189 \text{ moles KClO}_3 \times \frac{1 \text{ mol KCl}}{1 \text{ mol KClO}_3} \times \frac{74,55 \text{ g KCl}}{1 \text{ mol KCl}} = \mathbf{1,41 \text{ g KCl}}$$

Preguntas y problemas

- 1) Indica el período y grupo de cada uno de los siguientes elementos e identifícalos como representativo o de transición:
 - a) yodo
 - b) manganeso
 - c) bario
 - d) oro

- 2) El estroncio es un elemento que da color rojo brillante a los fuegos artificiales.
 - a) ¿En qué grupo se encuentra?
 - b) ¿Cuál es el nombre de esta familia química?
 - c) Para el mismo grupo, ¿qué elemento está en el período 3?
 - d) ¿Qué metal alcalino, halógeno y gas noble están en el mismo período que el estroncio?

- 3) Indica si cada uno de los siguientes elementos es un metal, no metal o metaloide.
 - a) Carbono
 - b) Arsénico
 - c) Aluminio
 - d) Oxígeno
 - e) Cloro

- 4) Basándote en las siguientes propiedades enunciadas, identifica para cada inciso si el elemento que posee esa propiedad es un metal o un no metal:
 - a) buen conductor de electricidad
 - b) Se presenta como gas a temperatura ambiente
 - c) muy dúctil y maleable
 - d) alto punto de fusión
 - e) mal conductor eléctrico.

- 5) En cada ítem, identifica la partícula subatómica que tenga la característica mencionada:
 - a) no tiene carga
 - b) se ubica fuera del núcleo
 - c) tiene una masa aproximadamente igual a la de un neutrón
 - d) tiene la masa más pequeña

- 6) Calcula el número de masa de un átomo usando la siguiente información:
 - a) 5 protones y 6 neutrones
 - b) número atómico 48 y 64 neutrones

7) Completa la siguiente tabla:

Nombre del elemento	Símbolo	Numero atómico	Número másico	Número de protones	Número de neutrones	Número de electrones
	N		15			
Calcio			42			
				38	50	
		14			16	
		56	138			

8) Para cada par de los siguientes elementos: Ar y K; Ca y Sr; K y Cl, indica cuál presenta:

- mayor masa
- menor número atómico.
- mayor número de electrones.
- menor radio atómico

9) De los elementos Mg, Ca, Br, Kr, cuál:

- es un gas noble
- es un no metal.
- se encuentra en el grupo 2, período 4.
- requiere más energía para remover el electrón

10) Ordene los siguientes iones según el radio iónico creciente:

- F^- , Cl^- , Br^-
- Na^+ , Mg^{2+} , Al^{3+}

11) Indica cuál o cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas y justifica:

- La mayor parte de los elementos está formada por una mezcla de isótopos que existen en la naturaleza en proporciones fijas y determinadas.
- Los isótopos de un mismo elemento tienen idénticas propiedades químicas.
- Los isótopos de un elemento tienen un número idéntico de neutrones en su núcleo.
- La masa y la carga positiva de un átomo se encuentran concentradas en el núcleo.
- Todos los átomos de un elemento en su estado natural tienen que poseer el mismo número de neutrones.

12) ¿Cuántos moles de agua tiene el cuerpo humano, si su peso promedio es de 56 kg y las $\frac{3}{4}$ de su masa es agua? ¿Cuántas moléculas son?

13) En ciertas condiciones de presión y temperatura 80 g de flúor ocupan el mismo volumen que 150 g de otro gas diatómico de la familia de los halógenos, ¿de qué gas se trata?

14) En 102,06 g de CaSO_4 y 105,23 g de Na_2CO_3 hay el mismo número de (marca con una X la opción correcta y justifícala mediante cálculos):

- a) moles de moléculas
- b) moléculas
- c) átomos de oxígeno

15) Para un óxido metálico de fórmula M_2O y masa molar 29,62 g/mol:

- a) Calcula la masa atómica del metal y caracterízalo por el lugar que ocupa en la Tabla Periódica (grupo, período, etc.)
- b) ¿Cuántos átomos de M hay en medio mol de M_2O ?
- c) ¿La masa de un mol de M_2O , es igual a la masa de 1,464 moles de M_2O ? SI/NO ¿por qué?

16) Indica V/F y justifica:

- a) El volumen molar de las sustancias gaseosas, en CNPT, es constante.
- b) El volumen molar normal de un gas es 22,4 L.
- c) El volumen molar normal de un gas es independiente de su composición química.
- d) En una sustancia monoatómica el mol de moléculas de esa sustancia coincide con el mol de átomos.
- e) La masa de un mol de un gas se calcula multiplicando 22,4 L por la densidad en CNPT.
- f) En 11,2 L de gas en CNPT hay 3×10^{23} moléculas.
- g) El mol es un número.

17) La fórmula química de la cafeína es $\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$. Analiza la veracidad de las siguientes afirmaciones y justifica.

- a) La masa molar de la cafeína es de 170 g/mol.
- b) Una molécula de cafeína posee 20 átomos totales.
- c) 0,125 moles de cafeína contienen 21,25 g de cafeína.
- d) 50,0 g de cafeína corresponden a 50 moles de cafeína.

Capítulo 3

Enlace Químico.

1. Regla del octeto

La mayoría de los elementos de la tabla periódica se combinan para formar compuestos. Los **compuestos** resultan de la formación de enlaces químicos entre dos o más elementos y estos enlaces son las fuerzas que mantiene unidos a los átomos o iones para formar las moléculas. Los tipos de enlaces presentes en una sustancia son responsables en gran medida de sus propiedades físicas y químicas.

Hay distintos tipos de enlaces: iónico, covalente y metálico.

En muchos compuestos, tanto iónicos como covalentes, los átomos tienden a completar su último nivel con 8 electrones, adquiriendo la configuración electrónica del gas noble más cercano en la tabla periódica (aunque hay excepciones). Esto se conoce como **regla del octeto de Lewis**, porque los átomos forman compuestos al perder, ganar o compartir electrones para adquirir un octeto de 8 electrones de valencia.

En el caso del Hidrógeno, completa su último nivel con dos electrones tomando la configuración electrónica del gas noble Helio.

2. Símbolos punto electrón o símbolos de puntos de Lewis

Esta es una forma de representar los electrones de valencia. Gilbert Lewis es un químico conocido por el uso que hizo de representaciones simbólicas de los elementos, en donde se muestran los electrones externos como puntos. Los elementos de la tabla periódica que se pueden representar de esta forma son los elementos representativos.

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

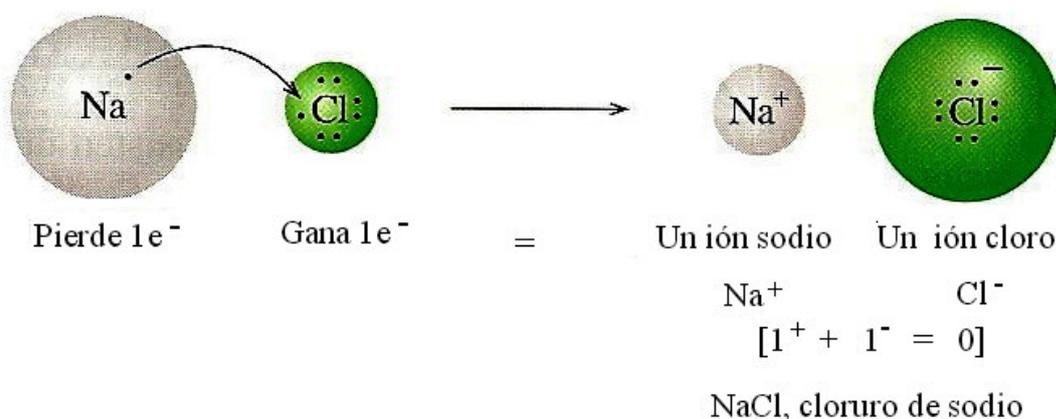
3. Enlace iónico

En los enlaces iónicos, **los electrones de valencia de un metal se transfieren a un no metal.**

Veamos qué sucede cuando el sodio metálico reacciona con cloro, que es un no metal reactivo para formar cloruro de sodio.

El átomo de sodio, al perder un electrón, queda con 10 electrones en lugar de 11 y como aún hay 11 protones en su núcleo, el átomo ya no es neutro, se convirtió en el ión sodio (Na^+). El átomo de sodio pierde su único electrón de valencia, se observa entonces un octeto completo y así esta configuración es semejante a la del gas noble neón.

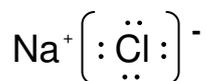
Los átomos de cloro tienen siete electrones de valencia por lo que tienden a ganar un electrón para formar iones cloruros, de carga negativa (Cl^-), completando su octeto y tomando una configuración similar a la del gas argón.



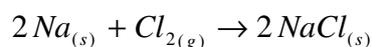
Podemos representar la transferencia de electrones entre el sodio y el cloro con símbolos de puntos de Lewis



e indicar la estructura de Lewis que corresponde a este compuesto iónico

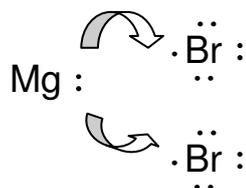


Como todos los halógenos, el cloro se encuentra como molécula diatómica (Cl_2); entonces, la ecuación química que corresponde a la reacción entre el sodio metálico y el cloro gaseoso es la siguiente:

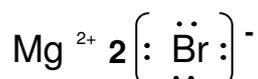


El cloruro de sodio es un compuesto iónico, ya que está formado por el ión sodio (Na^+) y el ión cloruro (Cl^-), que tienen cargas opuestas, se atraen y esta fuerza de atracción se denomina **enlace iónico**.

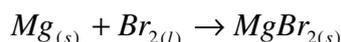
Cuando el magnesio metálico reacciona con el bromo líquido, la transferencia de electrones entre el magnesio y el bromo con símbolos de puntos de Lewis se puede representar de la siguiente manera:



La estructura de Lewis que corresponde a este compuesto iónico se indica de la siguiente manera:



Como todos los halógenos, el bromo se encuentra como molécula diatómica (Br_2); entonces, la ecuación química que corresponde a la reacción entre el magnesio metálico y el bromo líquido es la siguiente:



Generalizaciones:

- Los metales de los grupos 1, 2 y 3 ceden fácilmente sus electrones de valencia y forman cationes.
- Los átomos de los no metales (15, 16 y 17) ganan electrones y se convierten en iones con carga negativa o aniones.
- Cuando se produce la transferencia de electrones, los iones que se forman son estables con el octeto completo.

3. 1. Propiedades de los compuestos iónicos

Las propiedades físicas y químicas de un compuesto iónico son muy diferentes de las de los elementos que lo forman.

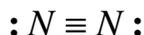
El NaCl, que es la sal de mesa, es una sustancia blanca cristalina mientras que el sodio es un metal suave, blando y brillante y el cloro es un gas venenoso amarillo-verdoso de olor irritante.

En general los compuestos iónicos son sólidos cristalinos con una fuerte atracción entre los iones que los forman. Por esta razón, estos compuestos tienen elevados puntos de fusión, con frecuencia superiores a 300 °C. A temperatura ambiente todos son sólidos.

Muchos compuestos iónicos son solubles en agua y cuando se disuelven se disocian, es decir se separan en sus iones individuales que se mantiene en solución.

Estas moléculas formadas por átomos iguales, tiene **enlaces covalentes no polares**, lo que implica que los pares de electrones se comparten en forma equitativa entre los dos átomos.

Si consideramos el átomo de nitrógeno, que tiene cinco electrones de valencia, cuando se forma la molécula diatómica, cada átomo para completar su octeto y ser más estable debe formar dos enlaces covalentes adicionales, siendo esta representación la siguiente:



Si se comparten **tres pares de electrones**, como en este caso, se forma un **triple enlace** y de la misma manera cuando se comparten **dos pares de electrones** entre átomos, el enlace se denomina **dobles enlace**. **Un solo par de electrones** compartidos forman un **enlace simple**.

4. 1. Electrones compartidos entre átomos de diferentes elementos

En el período 2 de la tabla periódica el número de electrones que un átomo comparte y el número de enlaces covalentes que forma, por lo general es igual al número de electrones necesarios para adquirir la configuración del gas noble. Por ejemplo, el carbono tiene 4 electrones de valencia y necesita adquirir 4 electrones más para formar su octeto; por lo tanto forma 4 enlaces covalentes al compartir sus 4 electrones de valencia. El metano, que es un componente del gas natural, es un compuesto formado por carbono e hidrogeno. Para lograr su octeto, cada carbono comparte 4 electrones y cada hidrogeno comparte 1 electrón. Así, en la molécula de metano, un átomo de carbono forma cuatro enlaces covalentes simples con 4 átomos de hidrógeno.

En la siguiente tabla se observan varios ejemplos de moléculas simples. Se muestran las representaciones de Lewis de las moléculas de metano (CH₄), amoníaco (NH₃) y agua (H₂O) usando solamente símbolos punto electrón, usando enlaces y punto electrón y además se muestran los modelos moleculares de dichas moléculas.

CH ₄	NH ₃	H ₂ O
Usando solamente símbolos punto electrón		
$\begin{array}{c} \text{H} \\ \vdots \\ \text{H}:\text{C}:\text{H} \\ \vdots \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H}:\ddot{\text{N}}:\text{H} \\ \vdots \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \ddot{\text{O}}:\text{H} \\ \vdots \\ \text{H} \end{array}$
Usando enlaces y punto electrón		
$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H}-\ddot{\text{N}}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \ddot{\text{O}}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$
Modelos moleculares		
		
Molécula de metano	Molécula de amoníaco	Molécula de agua

4. 2. Enlace covalente polar

Ya vimos que en un enlace iónico los electrones se transfieren de un átomo a otro. En un enlace covalente no polar, la distribución electrónica está equilibrada entre los átomos que se unen, de manera tal que los electrones se comparten de forma equitativa. En cambio, en un **enlace covalente polar**, los electrones se comparten de forma desigual entre átomos de elementos distintos.

Para poder interpretar de forma más sencilla este tipo de uniones, debemos conocer lo que significa el término **electronegatividad**.

La **electronegatividad** es una medida de la fuerza con la que un átomo atrae un par de electrones de un enlace. Cuanto mayor sea la diferencia de electronegatividad entre átomos implicados en un enlace más polar será éste.

Pauling la definió como la capacidad de un átomo en una molécula para atraer electrones hacia sí. Sus valores, basados en datos termoquímicos, han sido determinados en una escala arbitraria, denominada *escala de Pauling*, cuyo valor máximo es 4 que es el valor asignado al flúor, el elemento más electronegativo. El elemento menos electronegativo, el cesio, tiene una electronegatividad de 0,7.

Los átomos de los elementos más electronegativos presentan mayor atracción por los electrones y están agrupados en la esquina superior derecha de la tabla periódica. En general los no metales tienen altos valores de electronegatividad en comparación con los metales, porque los no metales tienen mayor atracción por los electrones. La tendencia general en la tabla periódica es que la electronegatividad aumenta al ir de izquierda a derecha a través del período y de abajo hacia arriba en el grupo.

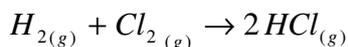
Los compuestos formados por elementos con electronegatividades muy diferentes tienden a formar enlaces con un marcado carácter iónico.

Cuando el hidrógeno y el cloro reaccionan para formar cloruro de hidrógeno, a ambos átomos les falta un electrón para adquirir la configuración del gas noble más cercano. Esto se logra compartiendo un par de electrones en un enlace covalente.

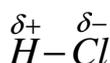
Esto se puede representar mediante los símbolos de punto-electrón de la siguiente manera:



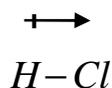
La reacción de formación del cloruro de hidrógeno a partir de hidrógeno y cloro se puede escribir como sigue (recuerda que el hidrógeno y el cloro se encuentran como moléculas diatómicas):



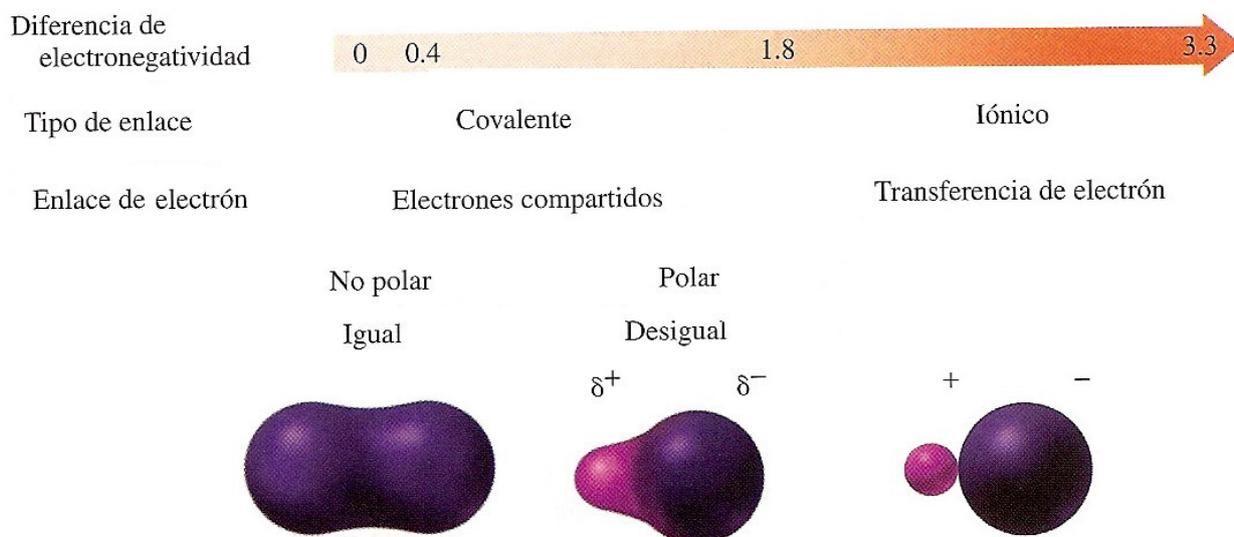
El hidrógeno y el cloro comparten un par de electrones en la molécula de cloruro de hidrógeno, pero no lo hacen en forma equitativa porque el cloro ejerce mayor atracción por los electrones que el hidrógeno, pues es más electronegativo. Si te fijas en la tabla periódica, la electronegatividad del cloro es de 3,0 mientras que la del hidrógeno es de 2,1. El enlace entre estos dos átomos es covalente polar y a menudo se emplea la siguiente notación para designarlo:



La línea entre los átomos es el enlace covalente, los símbolos δ^+ y δ^- indican qué extremo es parcialmente positivo y cuál parcialmente negativo, o bien:



en donde la flecha tiene dirección hacia el átomo más electronegativo indicando la polaridad del enlace. La polaridad influye sobre las propiedades de un compuestos, por ejemplo, el cloruro de hidrogeno es polar y se disuelve con facilidad en agua, que también es un compuesto polar, produciendo ácido clorhídrico.



Las moléculas con más de dos átomos también pueden ser representadas utilizando los símbolos electrón-punto de Lewis. Ya sea que se trate de moléculas o iones poliatómicos, para poder escribirlas correctamente, es necesario tener en cuenta las reglas generales que se indican a continuación.

4. 3. Reglas generales para la escritura de la estructura de Lewis

- 1) Escribir la estructura básica del compuesto en tal forma que se muestre qué átomos están unidos entre sí. El átomo central es generalmente el que posee menor electronegatividad y menor atomicidad en la fórmula química.
- 2) Sumar el número de electrones de valencia de todos los átomos. En el caso de un anión, sumar un electrón por cada carga negativa. En el caso de un catión, restar un electrón por cada carga positiva.
- 3) Dibujar un enlace simple (guión que representa dos electrones) entre el átomo central y cada uno de los átomos que lo rodean.
- 4) Completar los octetos de los átomos unidos al átomo central (recordar que el H se completa con sólo dos electrones).
- 5) Colocar en el átomo central los electrones que sobren.
- 6) Si después de este paso no se cumple la regla del octeto para el átomo central, probar con enlaces dobles o triples entre el átomo central y uno o más de los átomos que lo rodean.

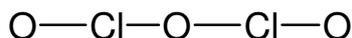
En el caso del óxido cloroso tenemos:

1) Cl_2O_3

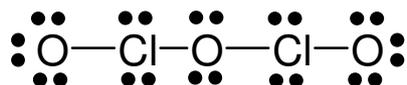
2) Electrones de valencia del H = 1 y como son 2Cl tendré $2 \times 7 = 14$
Electrones de valencia del O = 6 pero como son 3O tendré $3 \times 6 = 18$

Por lo tanto la suma será: $14 + 18 = 32$ electrones de valencia totales

3) Dibujamos un enlace simple (guión que representa dos electrones) entre el átomo central y cada uno de los átomos que lo rodean. En este caso, como tenemos dos cloros, quedaría:



4) Completo los octetos. Como ya coloqué 8 electrones (4 enlaces simples), y en total eran 32, me quedan 24 electrones para ubicar. Comienzo completando los octetos de los átomos unidos al átomo central, o sea:



Fijate que en esta estructura ya colocamos los 24 electrones restantes, así que salteamos la regla 5). Si contás los electrones para cada átomo, los oxígenos completan el octeto, y los cloros también, por lo tanto no es necesario aplicar la regla 6) y ya quedó construida la estructura de Lewis del Cl_2O_3

Veamos que ocurre en los aniones y cationes:

En el caso del ión nitrato tenemos:

1) NO_3^-

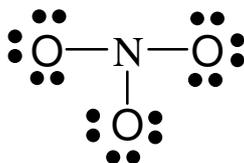
2) Electrones de valencia del N = 5
Electrones de valencia del O = 6 pero como son 3O tendré $3 \times 6 = 18$
Una carga negativa suma un electrón

Por lo tanto la suma será: $5 + 18 + 1 = 24$ electrones de valencia totales

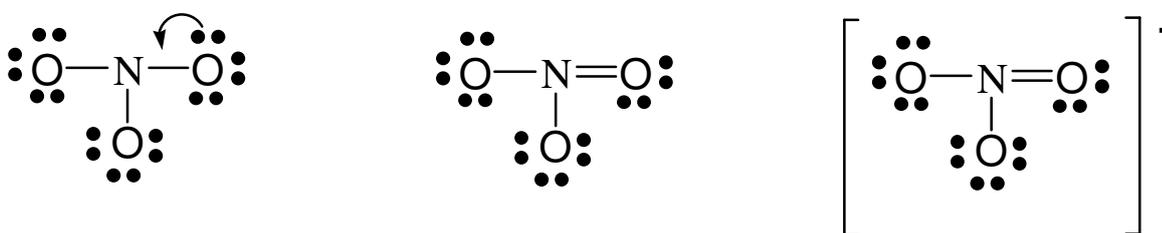
3) Dibujamos un enlace simple (guión que representa dos electrones) entre el átomo central y cada uno de los átomos que lo rodean.



- 4) Completo los octetos. Como ya coloqué 6 electrones (3 enlaces simples), y en total eran 24, me quedan 18 electrones para ubicar. Comienzo completando los octetos de los átomos unidos al átomo central, o sea:



En esta estructura ya colocamos los 18 electrones restantes, así que salteamos la regla 5). Si contás los electrones para cada átomo, los oxígenos completan el octeto pero el nitrógeno no, por lo tanto tengo que seguir con la regla 6) "probar con enlaces dobles o triples entre el átomo central y uno o más de los átomos que lo rodean".



Fijate que al pasar 2 electrones del O para formar un doble enlace N=O, ya quedaron todos los átomos con sus octetos completos, así que por último, pongo los corchetes y la carga negativa. La carga se coloca afuera del corchete (no te los olvides!!!). Esta última es la estructura de Lewis del ión nitrato.

En el caso del ión amonio tenemos:



- 2) Electrones de valencia del N = 5
Electrones de valencia del H = 1 pero como son 4H tendré $4 \times 1 = 4$
Una carga positiva resta un electrón

Por lo tanto la suma será: $5 + 4 - 1 = 8$ electrones de valencia totales

3)



Como tengo que incorporar 8 electrones y cada enlace simple son 2 electrones, ya quedó formada la estructura de Lewis. Como ya tengo todos los electrones bien ubicados, no necesito fijarme en las reglas 4) 5) y 6).

Ambas estructuras de Lewis para el ión amonio son correctas.



Desafío: Escribe la representación de Lewis de las siguientes moléculas



5. Enlace metálico

Estos son los enlaces de los átomos en un cristal metálico sólido. Este tipo de enlace es distinto a los iónicos o covalentes. Un sólido metálico se representa en forma tridimensional donde los iones metálicos positivos están fijos en la red cristalina y los electrones de valencia están débilmente unidos y se mueven con libertad por todo el cristal. Por esta razón, los metales son buenos conductores del calor y la electricidad.



Conductividad eléctrica y térmica. Esta propiedad se presenta tanto en estado líquido como en estado fundido y está relacionada con la capacidad que tienen las cargas de moverse libremente a lo largo de la red.

Puntos de fusión y de ebullición muy elevados. Esto se debe al alto nivel de organización de la red cristalina. En la siguiente tabla podemos ver valores de PF y PE de algunos metales.

Metal	PF (°C)	PE (°C)
Litio	179	1317
Sodio	98	892
Potasio	63	770
Calcio	838	1484
Magnesio	650	1107
Mercurio	-39	357

Estos valores nos permiten entender por qué a temperatura ambiente la mayoría de los metales se encuentran en estado sólido y el mercurio en estado líquido.

Preguntas y problemas

1)

a) ¿Cómo explica la regla del octeto la formación del ión sodio? ¿Y la del ión cloruro?

b) ¿Cuántos protones y electrones hay en los siguientes iones?

i) O^{2-} , ii) K^+ , iii) Br^-

2)

a) ¿Qué elementos de la Tabla periódica pueden cumplir, al combinarse, la Regla del Octeto?

b) Representa utilizando la "notación-punto" de Lewis las sustancias simples correspondientes a los elementos Cl, O, N, H. ¿Por qué dichas sustancias simples, en la naturaleza, son diatómicas?

c) Para los elementos Na, C y S, representa los siguientes compuestos: Na_2O ; CO_2 y H_2S . ¿Qué tipo de enlace se establece en cada caso?

3) Dibuja la estructura de puntos de Lewis para:

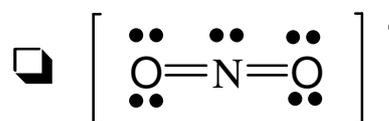
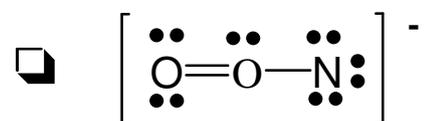
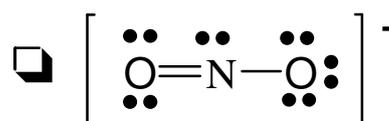
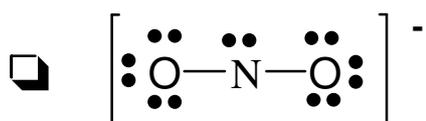
a) H_3O^+

c) ClO_2^-

b) K_2O

d) CH_3-OH

4) ¿Cuál de las siguientes estructuras de Lewis representa más correctamente al anión nitrito (NO_2^-)?



5) Teniendo en cuenta las electronegatividades de los elementos explica por qué el cloro al reaccionar con el sodio forma un compuesto iónico, mientras que si lo hace con el carbono forma un compuesto covalente.

Capítulo 4

Fórmulas químicas. Nomenclatura

1. Compuestos iónicos y moleculares

Ya sabemos que los átomos, en los compuestos químicos, pueden unirse por enlaces iónicos o covalentes, por lo tanto se pueden formar **compuestos moleculares o compuestos iónicos**.

Los **compuestos moleculares** están formados por moléculas y una molécula está formada por un número determinado de átomos unidos por enlaces covalentes.

Los **compuestos iónicos** están formados por cationes y aniones unidos por atracción electrostática (fuerzas de atracción entre cargas eléctricas de distinto signo)

Ambos tipos de compuestos se representan mediante una fórmula química que indica los elementos que lo componen y el número relativo de átomos de cada elemento. Por ejemplo: H_2O , compuesto molecular, la fórmula indica que la molécula de agua está formada por 2 átomos de hidrógeno y uno de oxígeno. Por otra parte, sabiendo que el $NaCl$ es un compuesto iónico, la fórmula indica que este compuesto está formado por el catión sodio (Na^+) y el anión cloruro (Cl^-).

2. Números o estados de oxidación

El número o estado de oxidación está relacionado con el número de electrones que un átomo pierde, gana o utiliza para unirse a otros en un enlace químico. Es muy útil para escribir fórmulas químicas. Los números de oxidación poseen un valor y un signo, pero solamente en los compuestos iónicos ese signo indica transferencia completa de electrones, en los compuestos moleculares sólo indica los electrones que se comparten y el signo depende de la electronegatividad de los átomos en el enlace.

2. 1. Algunas reglas para asignar números de oxidación

1. El número de oxidación de un átomo en su **forma elemental** siempre es **cero**. Ejemplo: Cl_2 , N° de oxidación 0; Cu , N° de oxidación 0.
2. El número de oxidación de cualquier **ión monoatómico** es **igual a su carga**. Ejemplo: K^+ tiene un número de oxidación de +1, S^{2-} tiene un estado de oxidación de -2, etc. Los iones de metales del grupo 1 siempre tienen carga +1, por lo que siempre tienen un número de oxidación de +1 en sus compuestos. De manera análoga, los metales del grupo 2 siempre son +2 en sus compuestos, y el aluminio (grupo 3) siempre es +3 en sus compuestos.
3. El número de oxidación del **oxígeno** normalmente es **-2** en compuestos tanto iónicos como moleculares. La principal excepción son los compuestos llamados peróxidos, que contienen el ión O_2^{2-} , donde cada átomo de oxígeno tiene un número de oxidación de -1.
4. El número de oxidación del **hidrógeno** es **+1** cuando se combina con no metales (hidruros no metálicos), y **-1** cuando se combina con metales (hidruros metálicos).
5. El número de oxidación del **flúor** es **-1** en todos sus compuestos. Los demás **halógenos** tienen un número de oxidación de **-1** en la mayor parte de sus compuestos binarios, pero cuando se combinan con oxígeno tienen estados de oxidación **positivos**.
6. **La suma de los números de oxidación de todos los átomos de un compuesto neutro es cero. La suma de los números de oxidación en un ión poliatómico es igual a la carga del ión.** Ejemplo: en el ión hidronio, H_3O^+ , el número de

oxidación de cada hidrógeno es +1 y el del oxígeno es -2. La suma de los números de oxidación es $3x(+1) + (-2) = +1$, que es igual a la carga neta del ión.



Ejercitación: Indicar el número de oxidación de cada elemento en el ácido fosfórico, H_3PO_4 .

Solución: Como se trata de una especie neutra, la suma de los números de oxidación de todos los elementos es cero.

La regla N° 3 nos dice que "El número de oxidación del **oxígeno** normalmente es **-2** en compuestos tanto iónicos como moleculares" y la regla número 4 postula que "El número de oxidación del **hidrógeno** es **+1** cuando se combina con no metales". Como tenemos 3 H y 4 O podemos escribir:

$$3.(+1) + 4.(-2) + 1.(x) = 0$$

donde **x** es nuestra incógnita, es decir, el número de oxidación del fósforo.

Para que se cumpla la ecuación anterior, es evidente que $x = +5$. Por lo tanto, el estado de oxidación del fósforo es +5.

Verifica en la tabla periódica que el fósforo presenta este estado de oxidación.

3. Nomenclatura y fórmula de los compuestos químicos

Los químicos han utilizado para nombrar algunos compuestos nombres triviales (agua, amoníaco), pero en realidad, si todos los compuestos tuvieran nombres triviales deberíamos aprendernos millones de nombres.

Para nombrar los compuestos, los químicos seguimos las normas de lo que se conoce como IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada). A través de estas normas, nos aseguramos de que todos nos comuniquemos en el mismo "idioma".

En este capítulo, nos referiremos a las reglas que se utilizan para nombrar a los compuestos inorgánicos.

En la formulación, los números de oxidación de los átomos (en valor absoluto, es decir, sin considerar el signo) se intercambian entre ellos y se escriben como subíndices. Siempre que sea posible se simplifican los subíndices y el subíndice 1 no se escribe. El elemento menos electronegativo se indica a la izquierda. Un compuesto estará correctamente formulado si la suma de los estados de oxidación es cero.

Entre las nomenclaturas que se aceptan, se verán las tres más usadas: la nomenclatura por atomicidad, la nomenclatura por Numeral de Stock y la nomenclatura tradicional.

Nomenclatura por Atomicidad: Para nombrar compuestos se utilizan prefijos que indican la atomicidad (número de átomos de cada clase) de los elementos que forman el compuesto en cuestión. Según la cantidad de elementos se utilizan los prefijos: mono (uno), di (dos), tri (tres), tetra (cuatro), penta (cinco), hexa (seis), hepta (siete), octa (ocho), nona o enea (nueve), deca (diez) y así sucesivamente. *Ejemplo:* $FeCl_3$ Tricloruro de hierro

Nomenclatura por Numeral de Stock: se nombra el compuesto en cuestión y en caso de que tenga más de un número de oxidación, se agrega el número de oxidación (sin poner el signo) al final del nombre entre paréntesis y en número romano. *Ejemplo:* $FeCl_3$ Cloruro de hierro (III)

Nomenclatura Tradicional: Se utilizan prefijos y sufijos para especificar el número de oxidación del átomo central. Según el elemento tenga uno o más estados de oxidación posibles, los criterios que se adoptan son los siguientes:

- Para elementos con *un único estado de oxidación*: no se agregan sufijos, o se agregará el sufijo **ico**.
- Para elementos con *dos estados de oxidación*: para el menor estado se agregará el sufijo **oso**, mientras que para el mayor el sufijo **ico**.
- Para elementos con *tres estados de oxidación*: para el menor estado se agregará el prefijo **hipo** seguido del sufijo **oso**, para el estado de oxidación intermedio se utilizará el sufijo **oso**, mientras que para el mayor se agregará el sufijo **ico**.
- Para elementos con *cuatro estados de oxidación*: para el menor estado se agregará el prefijo **hipo** seguido del sufijo **oso**, para el siguiente se utilizará el sufijo **oso**, para el que sigue luego se agregará el sufijo **ico**, mientras que para el mayor se agregará el prefijo **per** seguido del sufijo **ico**.

Ejemplo: FeCl₃ Cloruro férrico

4. Clasificación de los compuestos químicos inorgánicos:

4.1 Compuestos binarios: son los que están formados por dos tipos de elementos diferentes. Son ejemplo de este tipo de compuestos:

- **Combinaciones con hidrógeno** (hidruros, hidrácidos)
- **Combinaciones de oxígeno** (óxidos básicos, óxidos ácidos, peróxidos)
- **Compuestos binarios de metal - no metal. Sales neutras**
- **Compuestos binarios entre no metales**

4.2 Compuestos ternarios: son los que están formados por tres tipos de elementos diferentes. Son ejemplo de este tipo de compuestos:

- **Hidróxidos**
- **Oxiácidos**
- **Oxisales o sales neutras**

4.3 Compuestos cuaternarios: son los que están formados por cuatro tipos de elementos diferentes. Son ejemplo de este tipo:

- **Sales ácidas**
- **Sales básicas**
- **Sales dobles**

En la formulación de compuestos, por convención, el elemento menos electronegativo se coloca a la izquierda y el más electronegativo a la derecha. Por ej.: HCl, la electronegatividad del H es 2.1 y la del Cl es 3.0.

En la siguiente hoja podrás ver un cuadro con la Clasificación y ejemplos de las sustancias inorgánicas.

Sustancias Inorgánicas	Sustancias simples o elementos: H₂, O₂, He, Cu, Fe, Ag, etc.	
	Binarios	Hidruros Metálicos: BaH ₂ , CaH ₂ , LiH, NaH, KH, etc. No metálicos: HCl (g), HF(g), H ₂ S (g), H ₃ N, etc.
		Hidrácidos HCl(ac), HF(ac), H ₂ S(ac), etc.
		Sales neutras KI, NaCl, CaF ₂ , FeS, AlCl ₃ , etc.
		Óxidos Metálicos: Na ₂ O, CaO, MgO, Al ₂ O ₃ , PbO ₂ , etc. No metálicos: NO ₂ , SO ₃ , CO ₂ , N ₂ O ₅ , etc.
		Peróxidos K ₂ O ₂ , H ₂ O ₂ , etc.
	Ternarios	Hidróxidos KOH, NaOH, Ba(OH) ₂ , Al(OH) ₃ , Fe(OH) ₃ , etc.
		Oxiácidos H ₂ CO ₃ , HNO ₃ , HIO, H ₂ SO ₄ , etc.
		Oxisales K ₂ SO ₄ , Na ₂ CO ₃ , etc.
		Sales ácidas derivadas de hidrácidos NaSH, Ca(SH) ₂ , etc.
		Sales de amonio derivadas de hidrácidos NH ₄ Cl, NH ₄ I, etc.
		Cuaternarios
	Sales básicas MgOHCl, Cu(OH) ₂ CO ₃	
	Sales dobles KAl(SO ₄) ₂ , LiKSO ₄ , etc.	
	Oxisales de amonio (NH ₄) ₂ SO ₄ , (NH ₄)IO ₃ , etc.	
Compuestos		

COMPUESTOS BINARIOS

COMBINACIONES BINARIAS DEL HIDRÓGENO

El hidrógeno tiene un comportamiento particular: puede ceder fácilmente su único electrón pero también puede aceptar un electrón de otro átomo y adquirir la configuración electrónica del helio. De acuerdo con este comportamiento, en sus combinaciones binarias, a veces actúa con número de oxidación +1 y otras veces, con número de oxidación -1.

HIDRUROS NO METÁLICOS E HIDRÁCIDOS



Son combinaciones binarias del hidrógeno con los no metales de los grupos 14, 15, 16 y 17. En ellos **el hidrógeno representa la parte más electropositiva (número de oxidación +1)** por lo tanto, los elementos con los que se combina actuarán con número de oxidación negativo.

Para formular un hidrácido se escriben los símbolos de los elementos en orden creciente de electronegatividades (primero el hidrógeno y luego el otro no metal) y si es necesario, se escriben subíndices numéricos para lograr que la suma de los números de oxidación sea cero.

Para nombrarlos primero se nombra el elemento más electronegativo, terminado en **uro** y finalmente se dice **de hidrógeno**.

(raíz del nombre del elemento)uro de hidrógeno

Los hidruros de los grupos 16 y 17 son compuestos que al disolverse en agua dan soluciones ácidas. Los cinco son gases que cuando se disuelven en agua se comportan como ácidos (de ahí el nombre: **hidrácidos**). Por lo tanto, **en solución acuosa** los **hidrácidos** se nombran de acuerdo al siguiente esquema:

Ácido (raíz del nombre del elemento)hídrico

Compuesto	Hidruro no metálico	Hidrácido (disuelto en H ₂ O)
HF	Fluoruro de hidrógeno	ácido fluorhídrico
HCl	Cloruro de hidrógeno	ácido clorhídrico
HBr	Bromuro de hidrógeno	ácido bromhídrico
HI	Yoduro de hidrógeno	ácido yodhídrico
H₂S	Sulfuro de hidrógeno	ácido sulfhídrico

Los hidruros de los elementos de los grupos 14 y 15 no se nombran como tales. Todos ellos reciben nombres especiales, no sistemáticos:

CH₄: Metano

NH₃: Amoníaco

Aunque técnicamente el H debería escribirse a la izquierda, por tradición se acostumbra colocarlo a la derecha.

SiH₄: Silano

PH₃: Fosfina

HIDRUROS METÁLICOS



Son combinaciones del hidrógeno (con número de oxidación -1) con los metales (número de oxidación positivo).

Para formular, se escribirá primero el símbolo del metal (más electropositivo) y a continuación el símbolo del hidrógeno (más electronegativo) y cuando sea necesario se agregarán subíndices para compensar los números de oxidación.

Para nombrarlos se sigue la siguiente secuencia:

Hidruro de (nombre del elemento)

Por ejemplo:

Hidruro metálico	Nomenclatura por Atomicidad	Nomenclatura por Numeral de Stock	Nomenclatura Tradicional
LiH	monohidruro de litio	hidruro de litio (I)	hidruro de litio
CaH ₂	dihidruro de calcio	hidruro de calcio (II)	hidruro de calcio
FeH ₃	trihidruro de hierro	hidruro de hierro (III)	hidruro férrico
PbH ₄	tetrahidruro de plomo	hidruro de plomo (IV)	hidruro plúmbico

COMBINACIONES BINARIAS DEL OXÍGENO

Los **óxidos** son **combinaciones binarias del oxígeno en estado de oxidación -2** con otros elementos. Los **peróxidos** contienen el ión O_2^{2-} , donde cada átomo de **oxígeno tiene un número de oxidación de -1**.

ÓXIDOS METÁLICOS O BÁSICOS



Son combinaciones del oxígeno (con número de oxidación -2) con los metales. Para formular, siguiendo las recomendaciones de la IUPAC, se escribe primero el símbolo del metal y luego el del oxígeno y se agregan los subíndices necesarios a la derecha de los símbolos de tal manera de compensar los números de oxidación y lograr que la suma algebraica de los mismos sea igual a cero.

En la siguiente tabla se muestran ejemplos de óxidos básicos y los tres tipos de nomenclatura:

Óxido metálico o básico	Nomenclatura por Atomicidad	Nomenclatura por Numeral de Stock	Nomenclatura Tradicional
Fe ₂ O ₃	Trióxido de dihierro	Óxido de hierro (III)	Óxido férrico
PbO	Monóxido de plomo	Óxido de plomo (II)	Óxido plumboso
Al ₂ O ₃	Trióxido de dialuminio	Óxido de aluminio (III)	Óxido de aluminio

ÓXIDOS NO METÁLICOS O ÁCIDOS



Son combinaciones del oxígeno (con número de oxidación -2) con no metales. Por ser el oxígeno el segundo elemento más electronegativo, los no metales actuarán con número de oxidación positivo. Por lo tanto, para formular óxidos ácidos, se escribirá primero el símbolo del no metal y a continuación el símbolo del oxígeno. Luego, de ser necesario, se agregarán subíndices a la derecha de los símbolos de tal manera de lograr la compensación de números de oxidación, haciendo que la suma algebraica de los mismos sea igual a cero.

En la siguiente tabla se ejemplifican los óxidos ácidos y los tres tipos de nomenclatura:

Óxido no metálico o ácido	Nomenclatura por Atomicidad	Nomenclatura por Numeral de Stock	Nomenclatura Tradicional
CO ₂	dióxido de carbono	Óxido de carbono (IV)	Óxido carbónico
SO ₂	dióxido de azufre	Óxido de azufre (IV)	Óxido sulfuroso
Cl ₂ O ₇	heptaóxido de dicloro	Óxido de cloro (VII)	Óxido perclórico

PERÓXIDOS

Los peróxidos son compuestos oxigenados formados por H ó Metal (generalmente alcalino o alcalino-térreo) **y oxígeno**, donde el grupo peróxido está dado por el ión O₂²⁻, **donde cada átomo de oxígeno tiene un número de oxidación de -1.**

En la siguiente tabla se ejemplifican los peróxidos y los tres tipos de nomenclatura:

Peróxido	Nomenclatura por Atomicidad	Nomenclatura por Numeral de Stock	Nomenclatura Tradicional
H ₂ O ₂	dióxido de hidrógeno	Peróxido de hidrógeno (I)	Peróxido de hidrógeno
BaO ₂	dióxido de bario	Peróxido de bario (II)	Peróxido de bario

COMPUESTOS BINARIOS DE METAL - NO METAL. SALES NEUTRAS

Metal + No Metal → Sal binaria neutra

Son combinaciones de metal (con número de oxidación positivo) con no metal (con número de oxidación negativo) de los grupos 15,16 o 17. Generan sales neutras

En estos compuestos, el no metal se presenta en un único estado de oxidación (negativo). Para formular se escribe primero el catión y luego el anión. Se agregan subíndices para lograr la electroneutralidad entre las cargas del anión y del catión.

Por ejemplo:

Sal binaria neutra	Nomenclatura por Atomicidad	Nomenclatura por Numeral de Stock	Nomenclatura Tradicional
FeCl ₃	tricloruro de hierro	cloruro de hierro (III)	cloruro férrico
Mg ₃ N ₂	dinitruro de trimagnesio	nitruro de magnesio (II)	nitruro de magnesio
SnCl ₂	dicloruro de estaño	cloruro de estaño (II)	cloruro estannoso

COMPUESTOS BINARIOS ENTRE NO METALES

No Metal + No Metal → Compuesto binario

Estos compuestos se forman por la unión de dos no metales y se formulan colocando el elemento menos electronegativo (número de oxidación positivo (+)) a la izquierda y el elemento más electronegativo (número de de oxidación negativo (-)) a la derecha.

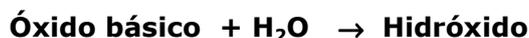
Por ejemplo:

Compuesto binario no metal-no metal	Nomenclatura por Atomicidad	Nomenclatura por Numeral de Stock	Nomenclatura Tradicional
CCl ₄	tetracloruro de carbono	cloruro de carbono (IV)	cloruro de carbónico
SiC	monocarburo de silicio	carburo de silicio (IV)	carburo de silicio
SeI ₂	diyoduro de selenio	yoduro de Selenio (II)	yoduro de selenio

COMPUESTOS TERNARIOS

HIDRÓXIDOS

Los hidróxidos surgen de la combinación de un óxido básico y H₂O.



Son compuestos formados por la combinación del ión oxhidrilos (OH⁻) con diversos cationes metálicos. Estos compuestos son también llamados bases, debido al carácter básico del ión oxhidrilo. Se formulan colocando el metal a la izquierda y tantos oxhidrilos como cargas positivas posea el metal para asegurar la neutralidad del compuesto.

Hidróxido	Nomenclatura por Atomicidad	Nomenclatura por Numeral de Stock	Nomenclatura Tradicional
Na(OH)	hidróxido de sodio	Hidróxido de sodio (I)	Hidróxido de sodio
Fe(OH) ₂	dihidróxido de hierro	Hidróxido de hierro (II)	Hidróxido ferroso
Al(OH) ₃	trihidróxido de aluminio	Hidróxido de aluminio (III)	Hidróxido de aluminio

OXIÁCIDOS

Los oxiácidos surgen de la combinación de un óxido ácido y H₂O.



Se formulan colocando de izquierda a derecha, Hidrógeno - No metal - Oxígeno.

En estos compuestos, el H actúa con estado de oxidación +1, el no metal con el número de oxidación que le corresponda y el oxígeno con -2.

Son compuestos con propiedades ácidas que contienen oxígeno en su molécula y responden a una fórmula general del tipo **H_aX_bO_c**

Para formular correctamente un oxiácido habrá que conocer en primer lugar el estado de oxidación del átomo **X**, si es un número impar, corresponderá un número impar de hidrógenos (subíndice **a**), y este será 1 (el menor número impar); en caso de que el estado de oxidación sea un número par, el subíndice **a**, también será par, en este caso será 2 (el menor número par).

Nomenclatura:

1- Tradicional: Se nombran cambiando la palabra óxido del que provienen por "**ácido**".

2- Atomicidad: Se indica el número de átomos de oxígeno (**n**) con el prefijo correspondiente (mono, di, tri, etc.), seguido de la palabra **OXO**, luego la raíz del no-metal terminada en **ATO**, indicando luego el número de átomos de hidrógeno

n - OXO - RAIZ NO METAL - ATO de n hidrógeno

3- Numeral de Stock: Raíz del no metal terminada en **ATO**, indicando entre paréntesis el número de oxidación con que actúa, en números romanos, seguida de: *de hidrógeno*.

oxiácido	Nomenclatura por Atomicidad	Nomenclatura por Numeral de Stock	Nomenclatura Tradicional
H ₂ SO ₄	Tetraoxosulfato de dihidrógeno	sulfato (VI) de hidrógeno	ácido sulfúrico
HClO	Monoxoclorato de monohidrogeno	Clorato (I) de hidrógeno	ácido hipocloroso
H ₂ CO ₃	Trioxocarbonato de dihidrógeno	Carbonato (IV) de hidrógeno	ácido carbónico

OXISALES (Sales neutras)

Las oxisales surgen de la combinación de un hidróxido y un oxiácido de acuerdo con la siguiente ecuación:



Se formulan colocando de izquierda a derecha, Metal - No metal - Oxígeno.

En estos compuestos, el metal y el no metal actúan con el estado de oxidación que les corresponda a cada uno y el oxígeno con -2.

Responden a una fórmula general del tipo M_nXO_m

Las oxisales se puede considerar que derivan de los oxiácidos al sustituir sus hidrógenos por metales. En las oxisales ternarias, se reemplaza el/los H del oxiácido por el metal correspondiente. Por ejemplo:

Oxiácido	Oxial
HNO ₃	KNO ₃
Ácido nítrico	Nitrato de potasio

Para formular:

1. **Identifica el ácido** del cual proviene la sal procediendo de la siguiente manera:

- ♦ En la nomenclatura tradicional, sustituye la terminación del no metal según el siguiente código:

Ácido	Sal
ico	ato
oso	ito

- ♦ Escribe el ácido correspondiente.

2. **Quítale los hidrógenos al ácido:** lo que queda es un **anión**. Enciérralo entre paréntesis. Su carga es negativa e igual al número de hidrógenos que has quitado al ácido.

3. **Escribe el metal a la izquierda y el anión a la derecha.** Teniendo en cuenta el número de oxidación del metal, escribe los subíndices en el metal y el anión, de manera que se mantenga la electroneutralidad.



¿Cómo se escribe la fórmula del sulfato de potasio?

- ♦ Si es sulfato, deriva del ácido sulfúrico (H_2SO_4)
- ♦ Al quitar los hidrógenos, queda el anión sulfato: $(\text{SO}_4)^{2-}$
- ♦ Se agregan tantos átomos metálicos como sean necesarios para
- ♦ neutralizar la carga del anión.
- ♦ En el caso del K (n° de oxidación +1)



Para nombrar:

Nomenclatura tradicional

Las sales que provienen de ácidos terminados en **OSO**, cambian este sufijo por **ITO**; y las que provienen de ácidos terminados en **ICO**, lo cambian por **ATO**. Por ejemplo:

Oxiácido	anión
Ácido sulfuroso: H_2SO_3	Sulfito: SO_3^{2-}
Ácido sulfúrico: H_2SO_4	Sulfato: SO_4^{2-}

Cuando hay más de dos estados de oxidación, como en el caso de los halógenos que actúan formando oxianiones con estados de oxidación +1, +3, +5 y +7, se usan las siguientes terminaciones:

Nº de oxidación	Acido	Sal	Ejemplos
+1	Hipo ...oso	Hipo...ito	ácido hipocloroso → hipoclorito
+3	...oso	...ito	ácido cloroso → clorito
+5	...ico	...ato	ácido clórico → clorato
+7	Pero...ico	Per...ato	ácido perclórico → perclorato

Para el catión:

- ♦ Si tiene un único estado de oxidación, se da el nombre del metal. Por ejemplo:
sulfato de potasio: K_2SO_4 , nitrato de sodio: NaNO_3
- ♦ Si tiene más de un estado de oxidación: Se mantiene la terminación -oso (para el menor estado de oxidación) e -ico (para el mayor estado de oxidación). Por ejemplo:
nitrito ferroso: $\text{Fe}(\text{NO}_2)_2$, nitrito férrico: $\text{Fe}(\text{NO}_2)_3$

Nomenclatura por atomicidad:

Se nombra igual que el oxiácido, reemplazando al hidrógeno por el metal

OXO - RAIZ NO METAL - ATO de n metal

Por ejemplo: FeSO_4 tetraoxosulfato de hierro

Nomenclatura por numeral de Stock:

Se indica entre paréntesis y en números romanos el estado de oxidación del no metal y del metal, si este último tiene más de un estado de oxidación.

Por ejemplo: FeSO_4 Sulfato (VI) de hierro (II)

Ejemplos de oxisales con las tres nomenclaturas:

oxiácido	Nomenclatura por Atomicidad	Nomenclatura por Numeral de Stock	Nomenclatura Tradicional
$\text{Cu}(\text{ClO})_2$	bis-monooxoclorato de cobre	clorato (I) de cobre (II)	hipoclorito cúprico
$\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$	tris-trioxocarbonato de dialuminio	carbonato (IV) de aluminio (III)	carbonato de aluminio

COMPUESTOS CUATERNARIOS

Sales ácidas

Los ácidos **con más de un hidrógeno**, no los ceden a todos con igual facilidad y originan iones que todavía contienen átomos de hidrógeno. Cuando estos aniones ácidos se unen a un catión metálico, se obtiene la fórmula de una sal ácida.

Estas sales se formulan siguiendo el criterio de orden creciente de electronegatividad; por lo tanto escribirás primero la fórmula del catión, luego la del anión ácido y finalmente utilizarás el criterio de compensación de cargas para agregar los subíndices en el caso de que sean necesarios.

Nomenclatura

Se emplean prefijos mono, di, tri, etc., según la cantidad de hidrógenos presentes, delante del nombre del anión y a continuación se nombra el catión. Si el elemento metálico tiene más de un estado de oxidación, éste se indicará al final con un número romano entre paréntesis.

Por ejemplo:

Catión	Anión	Fórmula	Nombre IUPAC
K^+	HSO_4^-	KHSO_4	hidrogenosulfato de potasio
Fe^{2+}	HSO_4^-	$\text{Fe}(\text{HSO}_4)_2$	hidrogenosulfato de hierro (III)
Sr^{2+}	H_2PO_4^-	$\text{Sr}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$	Dihidrógenofosfato de estroncio

Sales básicas

Son también llamadas **hidroxisales**. Contienen el ión oxhidrilo junto a otro anión; son a la vez sales e hidróxidos.

Para formular una sal básica se escribe primero el símbolo del catión y a continuación las fórmulas del ión hidróxido (entre paréntesis) y del otro anión. La IUPAC aconseja seguir el criterio del orden alfabético para decidir cuál de los dos aniones se escribe en primer lugar.

Nomenclatura

Se nombran de la siguiente manera:

hidroxi..... (nombre del otro anión) de(nombre del catión)

Si hay más de un ion hidróxido en la fórmula, se designa la cantidad empleando prefijos mono, di, tri, etc.

En el caso de que el elemento metálico tenga más de un estado de oxidación se lo indica con un número romano entre paréntesis.

Ejemplos:

MgCl(OH)	hidroxicloruro de magnesio
Cu ₂ (OH) ₂ SO ₄	dihidroxisulfato de cobre (II)
Fe ₂ Br(OH) ₃	trihidroxibromuro de hierro(II)
Sn(OH) ₂ S ₂	dihidroxisulfuro de estaño (IV)

Sales dobles

Son sales que poseen dos elementos metálicos (también puede ser el ión NH₄⁺), oxígeno y un elemento no metálico.

Nomenclatura: se nombra primero el **anión**, según sea sulfato, carbonato, etc, seguido de la palabra **doble**, luego la preposición **de** y a continuación los nombres de los **n elementos metálicos** (comenzando por el de mayor número de oxidación). Se indica entre paréntesis el número de oxidación de los metales cuando sea necesario.

Son ejemplos de sales dobles:

AgK(NO₃)₂: nitrato doble de plata y potasio

LiAl(SO₄)₂: sulfato doble de aluminio y potasio

KNaCO₃: carbonato doble de sodio y potasio



Ejercitación: ¿Cómo escribir la fórmula de un compuesto conociendo los números de oxidación de los átomos que lo forman?

Supongamos que queremos escribir el óxido ácido que forma el azufre con el oxígeno cuando el azufre actúa con estado de oxidación +4

Solución: Para poder resolver este ejercicio debemos recordar que:

- ♦ La suma de los números de oxidación de todos los átomos de un compuesto neutro es cero.
- ♦ El número de oxidación del oxígeno normalmente es -2 en compuestos tanto iónicos como moleculares.

Por lo tanto:

$$(\text{n}^\circ \text{ oxid S}) \times (\text{atomicidad S}) + (\text{n}^\circ \text{ oxid O}) \times (\text{atomicidad O}) = 0$$

Sabiendo los números de oxidación del azufre y del oxígeno y reemplazando en la fórmula:

$$(+4) \times (\text{atomicidad S}) + (-2) \times (\text{atomicidad O}) = 0$$

De la ecuación se deduce que para que la sumatoria de cero, la atomicidad del S = 1 y la atomicidad del O = 2, es decir.

$$(+4 \times 1) + (-2 \times 2) = +4 - 4 = 0$$

Por lo tanto se formará el dióxido de azufre: **SO₂**



Desafío: ¿Qué óxido ácido forma el nitrógeno con el oxígeno cuando el nitrógeno actúa con estado de oxidación +5?

Respuesta: N₂O₅



Ejercitación: ¿Cuál es el número de oxidación del **Cr** en el ion $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$?

Solución: Para poder resolver este ejercicio debemos recordar que:

- ♦ La suma de los números de oxidación en un ión poliatómico es igual a la carga del ión.
- ♦ El número de oxidación del oxígeno normalmente es -2 en compuestos tanto iónicos como moleculares.

Por lo tanto:

$$(\text{n}^\circ \text{ oxid Cr}) \times (\text{atomicidad Cr}) + (\text{n}^\circ \text{ oxid O}) \times (\text{atomicidad O}) = -2$$

Reemplazando en la fórmula:

$$(\text{n}^\circ \text{ oxid Cr}) \times (2) + (-2) \times (7) = -2$$

Despejando la ecuación, encontramos que **nº oxid Cr = + 6**



Desafío: ¿Cuál es el número de oxidación del **C** en el ion CO_3^{2-} ?

Respuesta: nº oxid C = +4

6) Escribe la fórmula de:

- | | |
|----------------------------|---------------------------|
| a) cloruro de plata | i) dióxido de azufre |
| b) óxido de plomo (IV) | j) óxido de arsénico (V) |
| c) nitruro de litio | k) óxido de zinc |
| d) fosfato de bario | l) monóxido de carbono |
| e) nitrato de hierro (III) | m) óxido periódico |
| f) óxido de cobalto (III) | n) trióxido de molibdeno |
| g) óxido plúmbico | o) óxido de nitrógeno (V) |
| h) óxido cuproso | |

7) Completar el siguiente cuadro y nombrar los productos formados:

Cationes	Aniones					
	NO_3^-	SO_4^{2-}	PO_4^{3-}	Cl^-	S^{2-}	OH^-
K^+	KNO_3 Nitrato de potasio					
Mg^{2+}						
Fe^{3+}						
Pb^{4+}						
NH_4^+						
Zn^{2+}						

Capítulo 5

Reacciones químicas y estequiometría

1. Reacciones químicas

Las **reacciones químicas** ocurren en todos lados. El combustible en nuestros coches se quema con oxígeno para proporcionar energía que mueve al auto. Cuando cocinamos nuestros alimentos o aclaramos nuestro cabello tienen lugar reacciones químicas. En las hojas de los árboles y las plantas, el dióxido de carbono y el agua se convierten en carbohidratos.

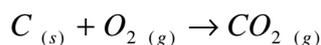
Algunas reacciones químicas son simples mientras que otras son muy complejas.

En toda reacción química los átomos en las sustancias que reaccionan, que se llaman **reactivos**, se reordenan para generar nuevas sustancias denominadas **productos**. Los átomos en los reactivos y en los productos son los mismos, lo que significa que la materia se conserva y no se pierde durante un cambio químico.

Recordar que en un **cambio físico** se altera la apariencia de la sustancia, pero no su composición, por ejemplo cuando el agua líquida se convierte en gas o en un sólido. En un **cambio químico** las sustancias que reaccionan se transforman en nuevas sustancias con diferentes composiciones y diferentes propiedades, por ejemplo, cuando la plata (Ag), metal brillante, reacciona con el azufre (S) para convertirse en una sustancia opaca llamada sulfuro de plata (Ag₂S).

Las reacciones químicas se representan mediante ecuaciones químicas. La **ecuación química** nos indica lo que sucede durante la reacción y mediante símbolos químicos muestra quienes son los participantes de la misma.

Cuando quemamos carbón en un asador, el carbón se combina con el oxígeno para formar dióxido de carbono. La siguiente ecuación representa dicha reacción:



Cuando tiene lugar una reacción química, los enlaces entre átomos de los reactivos se rompen y se forman nuevos enlaces entre los átomos de los productos. Ya mencionamos que en cualquier reacción química, en las nuevas sustancias debe haber el mismo número de átomos que en las sustancias de partida, por lo tanto una reacción se debe escribir a través de una ecuación química balanceada. Las letras minúsculas entre paréntesis indican el estado de agregación de las sustancias, es decir, si se encuentran en estado gaseoso (g), líquido (l), sólido (s) o disueltos en agua (ac). La reacción del ejemplo se puede leer: 1 mol de átomos de carbono sólido se combinan con 1 mol de oxígeno gaseoso para formar 1 mol de dióxido de carbono gaseoso.

¿La ecuación anterior está balanceada?

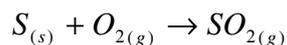
Sí, porque hay un átomo de carbono y dos átomos de oxígeno de cada lado de la ecuación.

1.1 Tipos de reacciones químicas

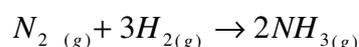
A. Reacciones de síntesis o de combinación

En estas reacciones dos o más elementos o compuestos se unen para formar un producto, o lo que es lo mismo, para sintetizar una nueva sustancia.

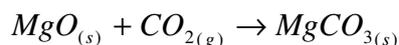
El azufre se combina con el oxígeno para dar dióxido de azufre



El nitrógeno se combina con el hidrógeno para sintetizar amoníaco



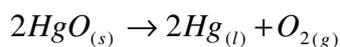
El óxido de magnesio se combina con el dióxido de carbono para dar carbonato de magnesio



B. Reacciones de descomposición

En una reacción de descomposición, un único reactivo se divide en dos o más productos

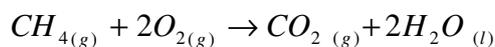
Cuando el óxido de mercurio (II) se calienta, los productos son mercurio y oxígeno



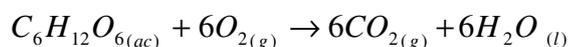
C. Reacciones de combustión

En las reacciones de combustión se necesita oxígeno y con frecuencia la reacción produce un óxido, agua y calor. Quemar leña en un hogar o gasolina en el motor de un coche son ejemplos de este tipo de reacciones.

El gas metano reacciona con oxígeno para producir dióxido de carbono y agua. El calor producido por esta reacción cocina nuestros alimentos y calienta nuestras casas.

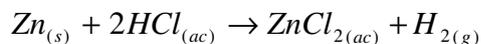


En las células del cuerpo también ocurren reacciones de combustión para metabolizar los alimentos, lo que proporciona energía para las actividades que realizamos. Nosotros incorporamos oxígeno del aire para quemar glucosa de nuestros alimentos y así nuestras células producen dióxido de carbono, agua y energía.

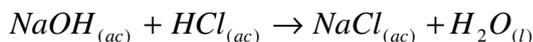
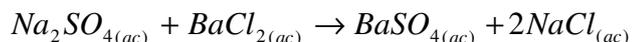


D. Reacciones de sustitución

En estas reacciones los elementos en los compuestos se sustituyen por otros elementos. Hay dos tipos: reacciones de sustitución simple o única en donde un elemento no combinado toma el lugar de un elemento en un compuesto. Un ejemplo de este tipo de reacción ocurre cuando el hidrógeno de un ácido se sustituye por un metal reactivo:



Reacciones de sustitución doble en las cuales los iones en los compuestos que reaccionan cambian de posición y generan nuevos compuestos.

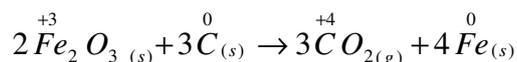


Esta última reacción se denomina también reacción de neutralización, pues un ácido (que contiene H^+) se neutraliza con una base o hidróxido (que contiene OH^-) para producir la sal correspondiente y agua.

E. Reacciones de oxido-reducción (redox)

En toda reacción redox se transfieren electrones de una sustancia a otra. Si una sustancia pierde electrones, otra debe ganarlos. La oxidación se define como la pérdida de electrones y la reducción es la ganancia de electrones. En una reacción redox hay cambios en los estados de oxidación de algunos elementos.

El hierro metálico se obtiene al reducir el óxido de hierro(III) utilizando carbono



En esta reacción el carbono pierde electrones y se oxida y el hierro los gana y se reduce. Vemos que el Fe tiene estado de oxidación +3 en los reactivos y pasa a tener estado de oxidación 0 en los productos, por haber ganado tres electrones, mientras que el C tiene estado de oxidación 0 en los reactivos y pasa a tener estado de oxidación +4 en los productos por haberse oxidado al haber perdido electrones.

Una reacción química en particular puede corresponder a varios tipos de reacciones simultáneamente, por ejemplo, la reacción de combinación del azufre (S) con el oxígeno (O₂) para dar SO₂ es al mismo tiempo una reacción redox.

2. Estequiometría

La palabra **estequiometría** deriva del griego stoicheion, que significa "elemento" y metría, que significa "medición". La estequiometría es la relación de las masas atómicas entre reactivos y productos y se basa en un principio fundamental, la ley de conservación de la masa de Lavoisier: la masa total de todas las sustancias presentes después de una reacción química es la misma que la masa total antes de la reacción. Esto es, el mismo número de átomos está presente antes y después de la reacción. Los cambios que ocurren durante cualquier reacción simplemente acomodan a los átomos.

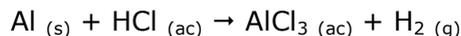
Una vez que conocemos las fórmulas químicas de los reactivos y productos de una reacción, podemos escribir la ecuación química no balanceada. Luego balanceamos la ecuación determinando los coeficientes estequiométricos que producen números iguales de cada tipo de átomo en cada miembro de la ecuación (reactivos y productos). Para casi todas las aplicaciones, una ecuación balanceada deberá tener los coeficientes enteros más bajos posibles.



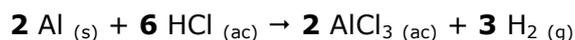
Ejercitación: En el laboratorio se hace reaccionar 5 moles de Al con la cantidad necesaria de HCl para obtener AlCl₃ y H₂ gaseoso. ¿Cuántos gramos de sal se forman?

Solución: Para poder resolver el ejercicio lo primero que debemos hacer es plantear la ecuación química que se produce en la reacción.

Planteamos la ecuación química no balanceada:



Determinamos los coeficientes estequiométricos:



Ahora sí estamos en condiciones de contestar el enunciado.

En base a los moles de Al que reaccionan (dato del problema) y a la relación estequiométrica entre el Al y el AlCl₃ (de acuerdo a la ecuación química balanceada) podemos establecer la siguiente relación:

$$5 \text{ moles de Al} \times \frac{2 \text{ moles de AlCl}_3}{2 \text{ moles de Al}} = 5 \text{ moles de AlCl}_3$$

Transformando los moles de sal formados en masa:

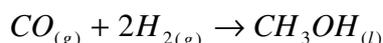
$$5 \text{ moles de AlCl}_3 \times \frac{133,5 \text{ g de AlCl}_3}{1 \text{ mol de AlCl}_3} = \mathbf{667,5 \text{ g de AlCl}_3}$$

2.1. Reactivo limitante

La disponibilidad de reactivos en una reacción química puede limitar la cantidad de producto que se obtiene. Cuando los reactivos no se encuentran en las proporciones estequiométricas que indica la ecuación química, el reactivo que está en defecto, es decir, que está en menor proporción, se denomina reactivo limitante, porque será el que "limite" la obtención de los productos. El otro reactivo se llama reactivo en exceso.



Ejercitación: En el laboratorio se combinan 3 moles de CO y 5 moles de H₂ para obtener metanol (CH₃OH). ¿Cuántos moles de metanol se obtendrán?, ¿cuál es el reactivo limitante y por qué?



Solución: Si la reacción química no hubiera estado como dato del problema, lo primero que debería haber hecho es plantearla e igualarla.

Si bien la primer pregunta es ¿Cuántos moles de metanol se obtendrán?, no podré responder a esta pregunta hasta que no haya determinado cuál es el reactivo limitante, pues cuando se agote no producirá más producto.

Estequiométricamente vemos que 1 mol de CO reacciona con 2 moles de H₂, calculemos entonces cuántos moles de H₂ se necesitarán para que reaccionen 3 moles de CO (dato).

$$3 \text{ moles de CO} \times \frac{2 \text{ moles de H}_2}{1 \text{ mol de CO}} = \mathbf{6 \text{ moles de H}_2}$$

Este resultado me está indicando que para que reaccionen 3 moles de CO necesitaría 6 moles de H₂, pero, el dato del problema me dice que dispongo de sólo 5 moles de H₂ con lo cual, como **tengo menos de lo que necesitaría**, el **H₂ es el reactivo limitante**.

Si relacionara ahora el cálculo con el otro reactivo, es decir:

$$5 \text{ moles de H}_2 \times \frac{1 \text{ mol de CO}}{2 \text{ moles de H}_2} = \mathbf{2,5 \text{ moles de CO}}$$

Este resultado me está indicando que para que reaccionen 5 moles de H₂ necesitaría 2,5 moles de CO, pero el dato del problema me dice que dispongo de 3 moles de CO, por lo tanto, **tengo más de lo que necesitaría**, con lo cual confirmo que el **CO es el reactivo en exceso**. Una vez terminada la reacción quedarán sin reaccionar 0,5 moles de CO.

Ahora que ya sabemos cuál es el reactivo limitante, podremos responder acerca del producto, es decir, podremos calcular los moles de metanol que se obtendrán.

$$5 \text{ moles de H}_2 \times \frac{1 \text{ mol de CH}_3\text{OH}}{2 \text{ moles de H}_2} = \mathbf{2,5 \text{ moles de CH}_3\text{OH}}$$

De la ecuación podemos deducir que:

Moles iniciales: 3 moles de CO, 5 moles de H₂ y 0 moles de metanol.

Moles consumidos/formados: 2,5 moles de CO, 5 moles de H₂ y 2,5 moles de metanol.

Moles sobrantes: 0,5 moles de CO, 0 moles de H₂ y 2,5 moles de metanol.

Otra forma de resolver este tipo de problemas es la siguiente:

Se observa en la ecuación química que por mol de CO reaccionan 2 moles de H₂ para formar 1 mol de metanol, es decir 1 mol de CO = 1 mol de metanol y 2 moles de H₂ = 1 mol de metanol

Ahora debemos determinar los moles de metanol que produciríamos con 3 moles de CO y con 5 moles de H₂.

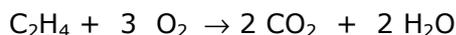
$$3 \text{ moles de CO} \times \frac{1 \text{ mol de CH}_3\text{OH}}{1 \text{ mol de CO}} = 3 \text{ moles CH}_3\text{OH}$$

$$5 \text{ moles de H}_2 \times \frac{1 \text{ mol de CH}_3\text{OH}}{2 \text{ mol de H}_2} = 2,5 \text{ moles CH}_3\text{OH}$$

Hay moles de CO para producir 3 moles de metanol, y moles de H₂ para producir solamente 2,5 moles de metanol. Entonces, todo el metanol que se puede producir, es la menor cantidad de las dos obtenidas, es decir 2,5 moles; por lo tanto el reactivo limitante es el H₂, y quedará CO en exceso, o sea sin reaccionar.



Ejercitación: En la combustión del etileno ¿Cuántos gramos de CO₂ se formarán al encender una mezcla que contiene 1,93 g de etileno y 5,92 g de oxígeno?



Solución:

Primero: convertimos las cantidades a moles:

$$1,93 \text{ g C}_2\text{H}_4 \times \frac{1 \text{ mol de C}_2\text{H}_4}{28 \text{ g de C}_2\text{H}_4} = 0,0689 \text{ moles C}_2\text{H}_4 \text{ disponibles.}$$

$$5,92 \text{ g O}_2 \times \frac{1 \text{ mol de O}_2}{32 \text{ g de O}_2} = 0,185 \text{ moles de O}_2 \text{ disponible}$$

Segundo: buscamos el reactivo limitante:

Se verá si hay suficiente O₂ para reaccionar con todo el C₂H₄. Según lo especifica la ecuación química: 1 mol de C₂H₄ reacciona estequiométricamente con 3 moles de O₂

$$0,0689 \text{ moles C}_2\text{H}_4 \times \frac{3 \text{ moles de O}_2}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_4} = 0,207 \text{ moles O}_2 \text{ necesarios para consumir todo el C}_2\text{H}_4$$

Pero sólo se dispone de 0,185 moles de O₂, por lo tanto **el O₂ es el reactivo limitante.**

Tercero: calculemos la cantidad de producto formado:

Ahora se utiliza el reactivo limitante para calcular la cantidad de producto formado.

$$0,185 \text{ moles O}_2 \times \frac{2 \text{ moles de CO}_2}{3 \text{ moles de O}_2} \times \frac{44 \text{ g de CO}_2}{1 \text{ mol de CO}_2} = \mathbf{5,43 \text{ g CO}_2}$$



Desafío: Una mezcla de 1,5 moles de Al y 3 moles de Cl₂ reacciona para dar como producto AlCl₃.

a) ¿Cuál es el reactivo limitante?, B) ¿Cuántos moles de Al se forman?,
C) ¿Cuántos moles de reactivo en exceso quedan al término de la reacción?

Respuesta: a) Al, b) 1,5 moles y c) 0,75 moles.

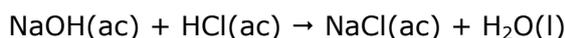
2.2 Pureza

Las materias primas (reactivos) con que se fabrican productos químicos en escala industrial, así como los reactivos de laboratorio, nunca son 100% puros. Esta condición debe tenerse en cuenta ya que en el momento de los cálculos estequiométricos.

Por ejemplo, si poseemos NaCl 99,4%, sabemos que las impurezas están representando el 0,6% de la masa total, es decir de 100 g de muestra 99,4 g corresponden a NaCl y 0,6 g a impurezas.



Ejercitación: ¿Cuál es el peso máximo de NaCl que podría obtenerse de 10 g de NaOH si esta droga tiene una pureza del 90 %? La reacción es:



Solución: De los 10 g de droga que disponemos, sólo el 90% es NaOH, o sea, la cantidad de NaOH puro es:

$$10 \text{ g de NaOH impuro} \times \frac{90 \text{ g de NaOH puro}}{100 \text{ g de NaOH impuro}} = \mathbf{9 \text{ g de NaOH puro}}$$

Esto quiere decir que de los 10 g iniciales de NaOH, sólo 9 g contribuirán a la formación del NaCl, de ahí la importancia de hacer este cálculo primero.

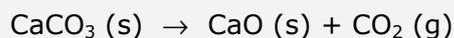
$$9 \text{ g de NaOH} \times \frac{1 \text{ mol de NaOH}}{40 \text{ g de NaOH}} \times \frac{58,5 \text{ g NaCl}}{1 \text{ mol de NaCl}} = \mathbf{13,16 \text{ g de NaCl}}$$

Se obtienen 13,16 g de NaCl



Desafío:

Se tratan 500 g de una muestra de CaCO₃ de 85 % de pureza. ¿Cuántos gramos de CaO y CO₂ se obtendrán?

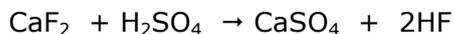


Respuesta: Se obtendrán 238 g de CaO y 187 g de CO₂

Supongamos ahora que tenemos los datos de inicio de una reacción y la cantidad de producción obtenida pero deseamos corroborar si el material de partida estaba puro.



Ejercitación: Se tratan 600 g de CaF_2 con un exceso de H_2SO_4 y se producen 286 g de HF. ¿Cuál es la pureza del CaF_2 ?



Solución: En este caso, el enunciado ya nos informa que el ácido sulfúrico es el reactivo en exceso, por lo tanto lo primero que nos conviene calcular son las masas molares de los compuestos involucrados en los planteos, para poder hacer las relaciones estequiométricas y facilitar los planteos.

1 mol de $\text{CaF}_2 = 78 \text{ g}$
1 mol de HF = 20 g

$$286 \text{ g HF} \times \frac{1 \text{ mol CaF}_2}{2 \text{ moles HF}} \times \frac{78 \text{ g CaF}_2}{1 \text{ mol CaF}_2} \times \frac{1 \text{ mol HF}}{20 \text{ g HF}} = \mathbf{557,7 \text{ g de CaF}_2 \text{ puros}}$$

Este dato nos indica que de los 600 g que pusimos de reactivo, sólo estaban puros 557,7 g.

Como la pureza se da en porcentaje, es decir cantidad de compuesto puro por cada 100 g de compuesto impuro, podemos calcularla de la siguiente manera:

$$\frac{557,7 \text{ g de CaF}_2 \text{ puros}}{600 \text{ g de CaF}_2 \text{ impuros}} \times \frac{100 \text{ g de CaF}_2 \text{ impuros}}{100 \text{ g de CaF}_2 \text{ impuros}} = \mathbf{93 \text{ g de CaF}_2 \text{ puros}}$$

Por lo tanto el CaF_2 utilizado en la reacción posee un **93% de pureza**



Desafío: Una muestra impura de 50,0 g de zinc reacciona con 53,7 g de ácido clorhídrico para dar cloruro de zinc e hidrógeno. Calcular el % de pureza del zinc.

Ayudita: La cantidad de zinc presente en la muestra impura se puede calcular a partir del ácido consumido suponiendo que las impurezas no reaccionan con el ácido.

Respuesta: 96,2%

2.3 Rendimiento

En cualquier proceso químico, ya sea a escala industrial o de laboratorio, la cantidad de producto que se obtiene es siempre menor que la calculada teóricamente (por la proporción estequiométrica) porque hay factores que afectan al proceso químico, principalmente factores técnicos, por ejemplo: el tiempo y la forma de calentamiento, la presión a la que se trabaja (para los gases), la eficiencia del catalizador empleado, la construcción del equipo utilizado, etc.

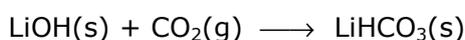
Por lo tanto hay que definir lo que se conoce como **rendimiento de una reacción**, que es el porcentaje real obtenido, en relación con el valor teórico calculado.

$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{\text{Producción real (dada)}}{\text{Producción teórica (calculada)}} \times 100$$

El **rendimiento** de una reacción química es muy importante en la industria, ya que determina la rentabilidad económica del proceso. Un bajo rendimiento obliga a investigar y probar nuevas técnicas y distintos procesos para mejorar la eficacia de la producción.



Ejercitación: En una nave espacial, el LiOH se usa para absorber el CO₂ exhalado del aire respirado por los astronautas para formar LiHCO₃. ¿Cuál es el rendimiento porcentual de la reacción, si 50,0 g de LiOH generan 72,8 g de LiHCO₃?



Solución: Primero tenemos que calcular la cantidad de LiHCO₃ que se produciría teóricamente de acuerdo a la cantidad inicial de reactivo y a las relaciones estequiométricas.

$$50,0 \text{ g LiOH} \times \frac{1 \text{ mol LiOH}}{23,94 \text{ g LiOH}} \times \frac{1 \text{ mol LiHCO}_3}{1 \text{ mol LiOH}} \times \frac{67,94 \text{ g LiHCO}_3}{1 \text{ mol LiHCO}_3} = 141,9 \text{ g LiHCO}_3$$

Este cálculo nos indica que la **producción teórica** es de **141,9 g LiHCO₃**

El dato del problema nos dice que la **producción real** (se generan) es de **72,8 g LiHCO₃**

Por lo tanto el cálculo porcentual de rendimiento será:

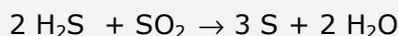
$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{\text{Producción real (dada)}}{\text{Producción teórica (calculada)}} \times 100 = \frac{72,8 \text{ g LiHCO}_3}{141,9 \text{ g LiHCO}_3} \times 100$$

$$\% \text{ de rendimiento} = \mathbf{51,3 \%}$$



Desafío: La mezcla de 6,8 g de H₂S con exceso de SO₂ produce 8,2 g de S.

¿Cuál es el rendimiento de esta reacción?



Respuesta: 85,4%

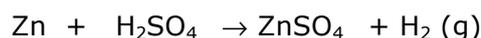
También puede ocurrir que el porcentaje de rendimiento sea un dato y necesite calcular a cuánta masa o volumen (en caso de un gas) corresponde.

En la siguiente ejercitación veremos como se resuelve un ejercicio en el cual se debe plantear y balancear la reacción que se produce y cuya resolución involucra los conceptos de pureza, volumen molar y rendimiento de reacción.



Ejercitación: Se tratan 200 g de una muestra de Zn de 90 % de pureza con un exceso de solución de H₂SO₄. Como producto de la reacción se forman ZnSO₄ y H₂, este último en estado gaseoso. ¿Cuántos litros de H₂ en CNPT se obtendrán si el rendimiento del proceso es del 85 %?

Solución:



$$200 \text{ g de muestra} \times \frac{90 \text{ g Zn}}{100 \text{ g muestra}} = 180 \text{ g de Zn puro}$$

$$1 \text{ mol Zn} = 65 \text{ g Zn}$$

$$1 \text{ mol H}_2 (\text{CNPT}) = 22,4 \text{ L H}_2$$

$$180 \text{ g Zn} \times \frac{22,4 \text{ L H}_2}{65 \text{ g Zn}} = 62,03 \text{ L H}_2 \text{ en CNPT}$$

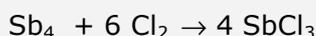
Pero el rendimiento es del 85 %; esto significa que por cada 100 litros de H₂ que deberían obtenerse teóricamente, en la práctica sólo se obtienen 85 L. O sea que lo que en realidad se obtiene es el 85 % de 62,03 L.

$$62,03 \text{ L} \times \frac{85 \text{ L}}{100 \text{ L}} = 52,72 \text{ L con el rendimiento del 85 \%}$$

Se obtendrán 52,72 L litros de H₂ en CNPT si el rendimiento del proceso es del 85 %



Desafío La masa de SbCl₃ que resulta de la reacción de 3,00 g de antimonio y 2,00 g de cloro es de 3,65 g. ¿Cuál es el rendimiento de esta reacción?



Respuesta: 84,9%

Preguntas y problemas

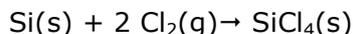
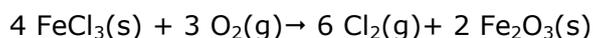
- 1) Representa cada una de las siguientes afirmaciones mediante una ecuación química balanceada:
- El monóxido de carbono reacciona con el oxígeno gaseoso para formar dióxido de carbono gaseoso.
 - El dióxido de carbono reacciona con agua para dar ácido carbónico.
 - El ácido carbónico reacciona con el carbonato de calcio en disolución acuosa y forma hidrógeno carbonato de calcio.
 - El carbonato de calcio sólido se obtiene cuando reaccionan, en disolución acuosa, hidrógeno carbonato de calcio e hidróxido de calcio.
 - Cuando el hidrógeno carbonato de calcio acuoso reacciona con una disolución acuosa de hidróxido de sodio se obtiene carbonato de calcio sólido y carbonato de sodio, soluble en agua.
- 2) Indica el número de oxidación de los elementos que componen los compuestos de las reacciones anteriores.
- 3) A partir de la descomposición de la piedra caliza (CaCO_3)



Calcula:

- ¿Cuántos gramos de CaCO_3 serán necesarios para obtener 1,5 moles de óxido de calcio?
 - ¿Cuántos litros de dióxido de carbono, medidos en CNPT, se desprenden en esta reacción?
- 4) ¿Cuántos gramos de Fe se pueden oxidar a óxido férrico con un mol de moléculas de oxígeno?
- 5) El amoníaco se produce mediante la reacción entre el hidrógeno molecular y el nitrógeno molecular.
- Calcula:
- ¿Cuántos moles de moléculas de hidrógeno se necesitan para preparar 3 Kg de amoníaco?
 - ¿Cuántos litros de amoníaco se producen por la reacción completa de 10 litros de nitrógeno en CNPT?
 - ¿Cuántos litros de hidrógeno (en CNPT) se necesitan para producir 47,6 g de amoníaco?
- 6) ¿Qué volumen de oxígeno en CNPT se necesitará para quemar 1,00 kg de pentano, $\text{C}_5\text{H}_{12}(\text{g})$, que posee un 12% de sustancias que no participan en la combustión?

- 7) Una determinada cantidad de FeCl_3 ha sido oxidada completamente y todo el cloro se ha desprendido en forma de Cl_2 . Este cloro gaseoso se ha empleado para transformar Si en SiCl_4 . Se han producido 6,36 moles de SiCl_4 . ¿Cuántos gramos de FeCl_3 fueron oxidados?



- 8) Cuando se colocó una cinta de magnesio de 20,0 g en un vaso de precipitado con una disolución acuosa de ácido clorhídrico, una vigorosa reacción produjo hidrógeno gaseoso, cloruro de magnesio y suficiente calor para que el vaso se sintiera caliente al tacto.
- Escribe una ecuación balanceada que represente la reacción.
 - Indica cuántos moles de hidrógeno gaseoso se produjeron
 - Calcula cuántos gramos de ácido clorhídrico se consumieron durante la reacción.
 - Calcula los gramos totales de reactivos y los gramos totales de productos.
- 9) En una de las etapas del proceso industrial de obtención de titanio puro ocurre la siguiente reacción: el tetracloruro de titanio líquido se oxida dando dióxido de titanio sólido y gas cloro. Determine la pureza del tetracloruro de titanio, si al hacer reaccionar 4,0 tn del mismo, en exceso de oxígeno, se obtuvieron 1,4 tn de dióxido de titanio.
- 10) Si en el laboratorio se hace reaccionar una chapa de hierro de 125 g con 2 moles de oxígeno gaseoso se obtiene:
- 179 g de trióxido de dihierro
 - 209 g de trióxido de dihierro
 - 89,5 g de trióxido de dihierro

Capítulo 6

Disoluciones

Gran parte de los líquidos que conocemos o que manejamos habitualmente son disoluciones. El agua de mar, la saliva, la orina, la lavandina, el vinagre y el agua que bebemos son ejemplos de disoluciones.

Como ya se introdujo en el Capítulo 1, las disoluciones son mezclas homogéneas y por lo tanto están formadas por dos ó más componentes presentes en la misma fase. En el siguiente cuadro se indican ejemplos de disoluciones en los tres estados de agregación:

DISOLUCIÓN	EJEMPLO	COMPONENTES
Gaseosa	aire	O ₂ , N ₂ , vapor de agua, etc.
Líquida	agua de mar	H ₂ O, NaCl y otras sales
Sólida	latón (aleación)	Cu y Zn

En este capítulo nos dedicaremos principalmente a disoluciones líquidas las cuales pueden formarse disolviendo:

- un sólido en un líquido (Ej.: azúcar en agua)
- un gas en un líquido (Ej.: CO₂ en agua: soda)
- un líquido en un líquido (Ej.: etanol en agua)

En las disoluciones de dos componentes se denomina **soluto** al componente que está en menor proporción, y **solvente o disolvente** al que está en mayor proporción en masa.



Para poder realizar los ejercicios de este capítulo deberás recordar el concepto de **densidad** ($\delta = m/v$) desarrollado en el Capítulo 1 del cuadernillo.

La densidad de una disolución es necesaria para poder convertir expresiones de concentración que involucran el volumen de la disolución a expresiones que involucran a la masa de la misma (o viceversa).

Ejemplos:

- Si preparamos una disolución disolviendo 10 g de NaCl en 200 g de agua, de acuerdo a lo expresado la sal es el soluto y el agua es el solvente.
- Si mezclamos 15 mL de metanol ($\delta = 0,79$ g/mL) con 250 mL de etanol ($\delta = 0,79$ g/mL), el metanol es el soluto y el etanol el solvente.

En realidad esta denominación es arbitraria, ya que no existe una diferencia conceptual entre ambos términos, sino que sólo responde a conveniencias prácticas. Otro criterio consiste en denominar solvente al compuesto cuyo estado de agregación coincide con el de la disolución.

En particular cuando uno de los componentes es el agua, se considera que éste es el solvente. Esta generalización se da porque existe un gran número de reacciones de mucha importancia que se llevan a cabo en disolución acuosa, como por ejemplo las que tienen lugar en organismos vegetales y animales.

Concentración de las disoluciones

Para caracterizar completamente una disolución no basta con indicar los **componentes** que la forman (**soluto** y **disolvente**) sino que hay que dar las cantidades relativas de los mismos; por ejemplo cantidad de soluto disuelto en una cierta cantidad de disolución, esto es la **concentración** de la disolución.

Por ejemplo, si se preparan tres disoluciones de la forma que se indica a continuación

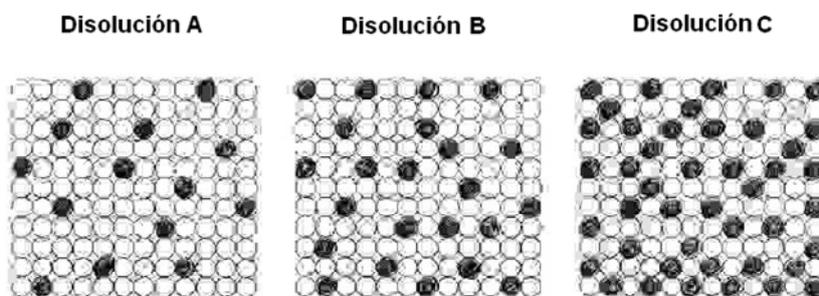
- **Disolución A:** se pesan 80 gramos de azúcar, se agrega 1 litro de agua y se agita hasta disolución completa.
- **Disolución B:** se pesan 150 gramos de azúcar, se agrega 1 litro de agua y se agita hasta disolución completa.
- **Disolución C:** se pesan 200 gramos de azúcar, se agrega 1 litro de agua y se agita hasta disolución completa.

Las tres disoluciones son distintas, pues si bien tienen los mismos componentes difieren en su concentración.

Una **disolución** es más **diluida** cuanta menor cantidad de soluto disuelto tiene en una cantidad de disolvente.

Una **disolución** es más **concentrada** cuanta más cantidad de soluto disuelto tiene en una cantidad de disolvente.

En la siguiente figura se ejemplifica la concentración de las disoluciones donde los círculos grises representan las moléculas azúcar y los blancos las de agua.



Por lo tanto, si comparamos estas tres disoluciones podemos decir que la disolución **A** es la más diluida y la disolución **C** es la más concentrada.

Las disoluciones anteriores tenían distinta cantidad de soluto e igual cantidad de solvente, veamos ahora un ejemplo en el cual se preparan dos disoluciones preparadas con igual cantidad de soluto y diferente cantidad de solvente.



Imaginemos que queremos preparar un jugo utilizando un sobre de jugo en polvo. Si observamos las indicaciones veremos que nos aconsejan colocar el contenido del jugo en polvo (15 g) en 1 litro de agua. ¿Qué pasaría si pusiéramos todo el contenido en un vaso de agua, suponiendo que el vaso tiene una capacidad de 250 mL?

- * En el primer caso colocamos 15 g de jugo en polvo en 1 litro (1000 mL) de agua.
- * En el segundo caso colocamos 15 g de jugo en 250 mL de agua.

¿Cuál te parece que será la disolución más concentrada? ¿Por qué?

Modo de expresar las concentraciones

Ya que las propiedades físicas y químicas de una disolución dependen en gran medida de las cantidades relativas de los componentes, vamos a establecer a continuación las principales unidades de concentración:

Las unidades de uso más común son:

- a) **Porcentaje de masa de soluto en masa de disolución, % m/m.** Representa la masa en gramos de soluto que están disueltos en 100 g de disolución.

$$\% \text{ m/m} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de soluto} + \text{masa de disolvente}} \times 100$$

- b) **Porcentaje de masa de soluto en volumen de disolución, % m/V.** Indica cuántos gramos de soluto hay disuelto en 100 mL de disolución.

$$\% \text{ m/v} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{Volumen de disolución}} \times 100$$

- c) **Porcentaje de volumen en volumen de disolución, % V/V.** Indica el volumen de soluto que hay disuelto en 100 mL de disolución. Esta es la forma de concentración que se usa cuando soluto y disolvente son líquidos.

$$\% \text{ v/v} = \frac{\text{volumen soluto}}{\text{volumen de soluto} + \text{volumen de disolvente}} \times 100$$

- d) **Molaridad (M).** Expresa el **número de moles de soluto que hay en un litro de disolución.** Una disolución que contiene 1.0 mol de soluto por cada litro, se denomina disolución 1.0 Molar y se escribe 1.0 M.

$$M = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Litros de disolución}}$$

En los siguientes ejemplos se aplicarán las definiciones anteriores:



Ejercitación: Se prepara una disolución disolviendo 5 g de NaCl en 25 g de agua, resultando la $\delta = 1,12 \text{ g/mL}$. Exprese su concentración empleando las unidades explicadas previamente.

a) % m/m

masa de la disolución = masa de NaCl + masa de agua = 5 g + 25 g = 30 g

$$\frac{5 \text{ g de NaCl}}{30 \text{ g de disolución}} \times 100 \text{ g de disolución} = 16,7 \text{ g de NaCl}$$

Por lo tanto la concentración es: **16,7 % m/m**

b) % m/V

Para poder determinar el volumen de la disolución teniendo como dato la masa de la misma, necesitamos la densidad de la disolución, que relaciona ambas cosas:

Si $\delta = 1,12 \text{ g/mL} = \text{masa de disolución} / \text{volumen de disolución}$

$$V = 30 \text{ g} / 1,12 \text{ g/mL} = 26,79 \text{ mL}$$

$$\frac{5 \text{ g de NaCl}}{26,79 \text{ mL de disolución}} \times 100 \text{ mL de disolución} = 18,67 \text{ g de NaCl}$$

Por lo tanto la concentración es: **18,66 % m/V**

c) % V/V

Esta unidad de concentración no es útil en este caso ya que el NaCl es sólido a temperatura ambiente.

d) M

Moles NaCl / litro de disolución

De la parte b) sabemos que el volumen de la disolución $V = 26,79 \text{ mL}$

Además, debemos pasar los 5 gramos a moles:

$$5 \text{ g de NaCl} \times \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58,45 \text{ g NaCl}} = 0,09 \text{ moles NaCl}$$

$$\frac{0,09 \text{ moles de NaCl}}{26,79 \text{ mL de disolución}} \times 1000 \text{ mL de disolución} = 3,36 \text{ moles de NaCl}$$

Por lo tanto la concentración es: **3,36 M**



Ejercitación: Se prepara una disolución mezclando 15 mL de metanol (CH_3OH , $\delta = 0,79 \text{ g/mL}$) con 100 mL de acetona ($\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$, $\delta = 0,79 \text{ g/mL}$), resultando la $\delta = 0,79 \text{ g/mL}$. Expresa su concentración empleando las unidades explicadas previamente.

Resolución:

a) % m/m

$$\text{masa de la disolución} = \text{masa de metanol} + \text{masa de acetona}$$

Para poder determinar la masa del soluto y el solvente teniendo como datos los volúmenes de los mismos, necesitamos la densidad del metanol y la acetona, que relaciona ambas cosas:

si $\delta = 0,79 \text{ g/mL}$ en ambos casos, entonces

$$m_{\text{metanol}} = 0,79 \text{ g/mL} \times 15 \text{ mL} = 11,85 \text{ g}$$

$$m_{\text{acetona}} = 0,79 \text{ g/mL} \times 100 \text{ mL} = 79 \text{ g}$$

$$m_{\text{disolución}} = 11,85 \text{ g} + 79 \text{ g} = 90,85 \text{ g}$$

$$\frac{11,85 \text{ g de metanol}}{90,85 \text{ g de disolución}} \times 100 \text{ g de disolución} = 13,04 \text{ g de metanol}$$

Por lo tanto la disolución es **13,04 % m/m**

b) % m/V

$$\begin{aligned} \text{Volumen de la disolución} &= \text{volumen de metanol} + \text{volumen de acetona} \\ &= 15 \text{ mL} + 100 \text{ mL} = 115 \text{ mL.} \end{aligned}$$

de la parte a) sabemos que $m_{\text{soluto}} = 11,85 \text{ g}$

$$\frac{11,85 \text{ g de metanol}}{115 \text{ mL de disolución}} \times 100 \text{ mL de disolución} = 10,30 \text{ g de metanol}$$

Por lo tanto la disolución es **10,30 % m/v**

c) % V/V

$$\frac{15 \text{ mL de metanol}}{115 \text{ mL de disolución}} \times 100 \text{ mL de disolución} = 13,04 \text{ mL de metanol}$$

Por lo tanto la disolución es **13,04 % v/v**

d) M

Moles metanol / 1 litro de disolución

De la parte a) $15 \text{ mL} = 11,85 \text{ g}$; así, con la masa molar del metanol podemos calcular que $11,85 \text{ g de metanol} = 0,37 \text{ moles de metanol}$

De la parte b) sabemos que el volumen de la disolución $V = 115 \text{ mL}$

$$\frac{0,37 \text{ moles de metanol}}{115 \text{ mL de disolución}} \times 1000 \text{ mL de disolución} = 3,22 \text{ moles de metanol}$$

Por lo tanto la disolución es **3,22 M**



Desafío: Se disuelven 50.0 gramos de alcohol etílico ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) en 150.0 g de agua. ¿Cuál es el porcentaje en masa de la solución?

Respuesta: 25.0 % m/m.



Desafío: Se mezcla 30.0 g de Cloruro de potasio (KCl) en agua, formándose una solución de 150 mL. ¿Cuál es la concentración porcentual de masa en volumen de la solución?

Respuesta: 20.0 % m/v.



Desafío: Se disuelven 50.0 mL de alcohol etílico ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) en 150.0 mL de agua. ¿Cuál es el porcentaje en volumen de la solución?

Respuesta: 25.0 % v/v



Desafío: Se prepara una solución disolviendo 30.0 g de yoduro de potasio (KI) en agua hasta completar 100 mL de solución. Determinar la molaridad de la solución.

Respuesta: 1.81 M

Modificación de la concentración de una solución

Para modificar la concentración de una disolución deberá cambiarse la cantidad de uno de sus componentes.

Si se desea preparar una disolución más diluida a partir de un cierto volumen de la disolución concentrada siempre se debe agregar solvente para diluir, hasta un cierto volumen de disolución que se debe calcular.

Si se desea preparar una disolución más concentrada a partir de una más diluida deberá agregarse soluto o disminuir la cantidad de solvente por ejemplo, por evaporación, haciendo los cálculos correspondientes.



Desafío: Verifica este ejemplo. Realiza los cálculos que creas conveniente.

Se preparan dos disoluciones de la forma que se indica a continuación:

*se pesan 5g de cloruro de sodio (NaCl) en cada caso

*se agrega agua hasta 50 mL (disolución A) y 200 mL (disolución B).

*se agita hasta disolución completa

La disolución A es la más concentrada (10% m/v), y la disolución B es la más diluida (2,5% m/v).



Modificación de la concentración de una solución:

En función de lo dicho en el ejercicio anterior, veamos ahora la validez de estas afirmaciones respecto a la modificación de la concentración de una solución dada:

A) Para transformar la disolución 10% m/v (A) en una 2,5% m/v (B) basta con agregar 150 mL de disolvente agua.

Recordemos que para la disolución A se pesan 5 g de NaCl y se agrega agua hasta 50 mL.

Esto nos indica que debemos justificar que si diluyo la *disolución A* con 150 mL de agua, la convierto en la *disolución B*.

Por lo tanto:

$$5 \text{ g de NaCl} \times \frac{100 \text{ mL de disolución}}{2,5 \text{ g de NaCl}} = 200 \text{ mL totales}$$

Como la disolución A tiene un volumen de 50 mL (dato del ejercicio anterior) y necesito 200 mL totales de disolución:

$$200 \text{ mL} - 50 \text{ mL} = 150 \text{ mL}$$

Deberé agregar **150 mL** de agua a la disolución A para convertirla en la B.

B) Para transformar los 200 mL de disolución B (que contiene 5 g de soluto) en disolución A (10%) puede agregarse 15 g de NaCl o bien someter el sistema a evaporación reduciendo el volumen de la disolución hasta 50 mL.

$$200 \text{ mL de disolución} \times \frac{10 \text{ g de NaCl}}{100 \text{ mL de disolución}} = 20 \text{ g totales}$$

Como la disolución B tiene un 5g (dato del ejercicio anterior) y necesito 20 g totales de soluto,

$$20 \text{ g} - 5 \text{ g} = 15 \text{ g}$$

Deberé agregar 15 g de NaCl a la disolución B para convertirla en la A.

La otra posibilidad es reducir el volumen. Para verificarlo debemos hacer el siguiente cálculo:

$$5 \text{ g de NaCl} \times \frac{100 \text{ mL de disolución}}{10 \text{ g de Na}} = 50 \text{ mL totales}$$

Como tengo 200 mL de disolución, para llegar a 50 mL, **deberé evaporar 150 mL.**

Preguntas y problemas

- 1) ¿Qué concentración en % m/m tendrá una disolución preparada con 20.0 g de NaCl (cloruro de sodio, sal común) y 200.0 g de agua?
- 2) Se prepara una disolución acuosa con 55.0 g de KNO_3 (nitrato de potasio), disolviendo la sal hasta completar 500 mL de disolución. Calcula su concentración en % m/v.
- 3) Se obtiene una disolución de concentración 33.5 % m/v.
 - a) ¿Qué significa 33.5 % m/v?
 - b) ¿Qué densidad posee la disolución si 100.0 mL de ella pesan 111.0 g?
 - c) ¿Cuántos gramos de soluto habrá en 40.0 mL de disolución?
 - d) Si se agrega agua a estos 40.0 mL de disolución hasta completar 100.0 mL. ¿Cuál será el % m/v de la disolución resultante?
- 4) Se desea preparar una disolución de hidróxido de sodio (NaOH) al 19 % m/m, cuyo volumen sea de 100 mL (la densidad de la disolución es de 1.09 g/mL). ¿Cuántos gramos de agua y de NaOH se deben usar?
- 5) Al mezclar 13.5 g de NaOH con 56.8 g de agua se obtiene una disolución cuya densidad es de 1.15 g/mL. Determina el % m/v de la disolución resultante.
- 6) Se prepara una disolución acuosa con 55.0 mL de metanol (CH_3OH), cuyo volumen total es de 500 mL. Calcula su concentración en % v/v.
- 7) Se requieren 30.0 g de glucosa para alimentar a una rata de laboratorio. Si se dispone de una disolución de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) al 5.0 % m/m, ¿Cuántos gramos de esta disolución serán necesarios para alimentar a las ratas?
- 8) ¿Cuál es la concentración molar de una disolución de HCl (ácido clorhídrico) que contiene 73.0 g de soluto en 500 cm^3 de disolución?
- 9) Calcule el número de moles de soluto en las siguientes soluciones:
 - a) 2.5 L de BaCl_2 (cloruro de bario), 2.0 M.
 - b) 5.0 L de NaI (yoduro de sodio), 0.53 M.
- 10) Se tienen 3.50 L de una disolución que contienen 41.7 g de MgCl_2 (cloruro de magnesio). Calcula la molaridad de esta disolución.
- 11) Una disolución acuosa es de 35.0 % m/m ¿Cuánta agua hay que agregar a 80.0 g de esta disolución para que se transforme en una de 20.0 % m/m?
- 12) Se desea preparar 500 mL de disolución de ácido clorhídrico (HCl) 0.10 M a partir de un ácido comercial cuya densidad es 1.19 g/mL y su concentración 37.0 % m/m. Calcula el volumen del ácido que necesite para preparar esta disolución.

Anexo

Medidas y magnitudes

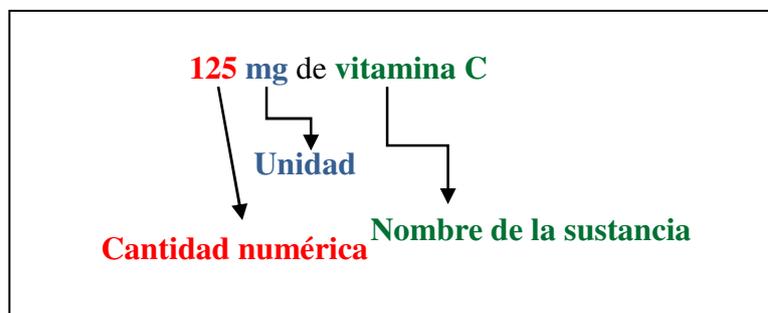
Sistema Internacional de Medida. Notación científica

1. Medidas

En ciencias usamos las medidas para comprender el mundo que nos rodea. Los científicos miden las cantidades de los materiales que conforman todo en nuestro universo. Al aprender acerca de la medición se desarrollan habilidades para resolver problemas y trabajar con números en química. Los profesionales tienen que tomar decisiones a partir de datos. Esto implica realizar mediciones precisas de longitud, volumen, masa, temperatura y tiempo.

Un valor de medición se compone de tres partes:

- La cantidad numérica
- La unidad
- El nombre de la sustancia



2. Unidades métricas y Sistema Internacional (SI)

El sistema métrico es usado por científicos y profesionales en todo el mundo. En 1960, los científicos adoptaron una modificación del sistema métrico llamada Sistema Internacional de Unidades (SI) para uniformar las unidades en todo el mundo. Este sistema se basa en el sistema decimal.

Un **sistema de unidades** se construye a partir de ciertas **unidades** llamadas **fundamentales o básicas**, cada una de ellas representa una magnitud física susceptible de ser medida. Son ejemplos de unidades básicas: longitud, masa, temperatura, tiempo.

Son **unidades derivadas** las que se obtienen por combinación de una o más unidades básicas. Ejemplo: medidas de superficie, volumen, densidad, velocidad, aceleración.

Unidades de medición

Medición Sistema	Sistema Internacional	Sistema métrico
Longitud	Metro (m)	Metro (m)
Volumen	Metro cúbico (m ³)	Litro (L)
Masa	Kilogramo (kg)	Gramo (g)
Temperatura	Kelvin (K)	Grados centígrados o Celsius (°C)
Tiempo	Segundo (s)	Segundo (s)
Cantidad de sustancia	mol	mol

Para expresar cantidades mayores o menores que las unidades básicas se utilizan prefijos. Por ejemplo: mili significa 1/1000 ó 0,001 veces la unidad básica. En la tabla siguiente se muestran los prefijos de uso más común y sus equivalentes.

Prefijo	Símbolo	Equivalente decimal	Equivalente exponencial
Mega	M	1.000.000	10 ⁶
Kilo	k	1.000	10 ³
Hecta	h	100	10 ²
Deca	da	10	10
Deci	d	0,1	10 ⁻¹
Centi	c	0,01	10 ⁻²
Mili	m	0,001	10 ⁻³
Micro	μ	0,000001	10 ⁻⁶

3. Magnitudes

3. 1.Masa y peso

Todos los cuerpos están constituidos por materia, pero, ¿cómo saber si un cuerpo tiene más materia que otro? es decir, ¿cómo medir la cantidad de materia que hay en un cuerpo? A la cantidad de materia se la define como masa de un cuerpo.

El peso de un cuerpo, por otro lado, es la fuerza con que la Tierra lo atrae y esta fuerza depende de la masa del cuerpo. En un ropero de madera hay más materia que en una regla del mismo material y el ropero pesa más que la regla, es decir la Tierra lo atrae más, pues tiene más materia.

La masa y el peso de los cuerpos son propiedades diferentes pero son dos magnitudes que están relacionadas entre sí; si se comparan las masas de dos cuerpos en el mismo lugar de la Tierra se observa que:

Si tiene las mismas masas, tienen el mismo peso y el que tiene mayor masa tiene mayor peso

Podemos afirmar que la masa y el peso son dos magnitudes directamente proporcionales.

Se utiliza la balanza como instrumento de medida para comparar masa o peso de dos cuerpos en un mismo lugar de la Tierra.

La masa y la cantidad de materia se mantienen constantes en cualquier lugar de la Tierra, mientras que el peso difiere según el lugar donde se encuentre el cuerpo.

Resumiendo: la masa es la cantidad de materia que posee un cuerpo y el peso es el valor de dicha masa multiplicado por la aceleración de la gravedad ($P = m \times g$). El peso de un cuerpo es variable y la masa es siempre invariable.

3. 2. Volumen

Esta es otra magnitud muy usada y es la cantidad de espacio que ocupa una sustancia. Ya dijimos que la unidad en el SI es el m^3 y es el volumen de un cubo cuyos lados miden 1 m de largo. En los laboratorios químicos se utiliza más comúnmente el litro (L) como unidad o el mililitro (mL)

3. 3. Densidad

La densidad es una característica importante de la materia. Vemos que el corcho flota porque es menos denso que el agua. La densidad es la relación entre la masa de la sustancia y su volumen; $\text{densidad} = \delta = \text{masa/volumen} = m/V$ y sus unidades son: g/cm^3 para los sólidos, g/cm^3 o g/mL para los líquidos y g/L para los gases. En el SI se expresa en kg/m^3 .

3. 4. El mol

El mol es otra unidad básica del SI que se incorporó posteriormente y que usan fundamentalmente los químicos. El mol se define como la cantidad de sustancia que contiene tantas partículas como átomos hay en 0,012 kg de C 12. Estas partículas pueden ser átomos, iones, o moléculas. Así un mol contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ partículas. Este número tan grande se llama número de Avogadro en honor a un físico italiano.

4. Notación científica

En química y en ciencias en general, las mediciones implican números que pueden ser muy pequeños o extremadamente grandes. Por ejemplo, el ancho de un cabello humano es de aproximadamente 0,000008 m, la luz viaja a 30.000.000.000 cm/s. Para estas cantidades es conveniente utilizar la notación científica, expresando los números como potencias de 10.

Un número escrito en notación científica consta de dos partes: un coeficiente, que varía entre 1 y 10, y una potencia en base 10. Por ejemplo el número 2400, en notación científica se escribe $2,4 \cdot 10^3$, donde 2,4 es el coeficiente y 10^3 muestra la potencia. El coeficiente se determina moviendo el punto decimal tres lugares a la izquierda para dar un número entre 1 y 10 y puesto que movimos el punto decimal tres lugares a la izquierda la potencia de base 10 es un 3 positivo.

Cuando un número menor que 1 se escribe en notación científica, el exponente de la potencia de base 10 es negativo. Por ejemplo, para escribir el número 0,00086 en notación científica, movemos el punto decimal cuatro lugares para dar un coeficiente 8,6, que está entre 1 y 10 y la potencia será 4 negativo, es decir $8,6 \cdot 10^{-4}$.

5. Factores de conversión

Muchos problemas en química requieren un cambio de unidades. Para realizar esto debemos escribir la equivalencia en forma de una fracción llamada factor de conversión. Una de las cantidades es el numerador y la otra es el denominador y hay que asegurarse de incluir las unidades cuando se escriban los factores de conversión.

1h = 60 min,
factores de conversión: 1 h/60 min y 60 min/1h

1m = 100 cm
factores de conversión: 1 m /100 cm y 100 cm/1 m.

El factor de conversión es la relación entre la nueva unidad y la unidad original

Para convertir unidades se debe multiplicar la cantidad conocida y sus unidades por uno o más factores de conversión.



Si empleas dos horas en realizar tu tarea, ¿cuántos minutos tardas?

$$2 h \times \frac{60 \text{ min}}{1 h} = 120 \text{ min}$$

Respuesta: tardo 120 min en realizar mi tarea

Recomendaciones para la resolución de problemas con factores de conversión:

1. Buscar la unidad dada y la unidad deseada
2. Decidir el plan de unidades y plantear el factor de conversión
3. Plantear el problema y resolverlo



La cantidad recomendada de sodio en la dieta es de 2400 mg.

¿A cuántos gramos de sodio equivale esta cantidad?

- a) Unidad dada: mg; Unidad deseada: g
- b) Ambas son unidades del sistema métrico/SI y los factores de conversión son: 1g/1000mg y 1000mg/1g.
- c) $2400 \text{ mg} \times \frac{1 \text{ g}}{1000 \text{ mg}} = 2,4 \text{ g}$

Respuesta: Equivale a 2,4 g

A continuación se presentan un listado de las **magnitudes básicas y compuestas**. Si bien existen muchas más, estas son las que más utilizaremos a los fines prácticos del curso:

1) Magnitudes básicas:

a) **Longitud**: su unidad básica es el **metro (m)**. También se usan el centímetro (cm), el milímetro (mm), el kilómetro (km), pero son submúltiplos o múltiplos del metro.

$$1 \text{ m} = 100 \text{ cm} = 1.000 \text{ mm}$$

$$1 \text{ cm} = 10 \text{ mm}$$

$$1 \text{ km} = 1.000 \text{ m}$$

$$1 \text{ angstrom } (\text{\AA}) = 10^{-10} \text{ m} = 0,1 \text{ nanometros (nm)}$$

$$1 \text{ metro (m)} = 10^{10} \text{ angstroms } (\text{\AA})$$

$$1 \text{ metro (m)} = 10^9 \text{ nanometros (nm)}$$

b) **Masa**: su unidad básica es el **kilogramo (kg)**. También se usan el gramo (g), el miligramo (mg), la tonelada (t), éstas son submúltiplos o múltiplos del kilogramo.

$$1 \text{ kg} = 1.000 \text{ g}$$

$$1 \text{ g} = 1.000 \text{ mg}$$

$$1 \text{ t} = 1.000 \text{ kg} = 1.000.000 \text{ g}$$

c) **Tiempo**: su unidad básica es el **segundo (s)**. También se usa el minuto (min), la hora (h), el día. Estos últimos se relacionan a partir del segundo.

$$1 \text{ min} = 60 \text{ s}$$

$$1 \text{ h} = 60 \text{ min} = 3.600 \text{ s}$$

$$1 \text{ día} = 24 \text{ h} = 1440 \text{ min} = 86.400 \text{ s}$$

d) **Temperatura**: Podes pasar de grados Kelvin (**°K**) a Centígrados (°C) o de Centígrados a Kelvin utilizando las siguientes relaciones:

$$T(^{\circ}\text{C}) = T(^{\circ}\text{K}) - 273,16$$

$$T(^{\circ}\text{K}) = T(^{\circ}\text{C}) + 273,16$$

2) Magnitudes compuestas:

a) **Área**: su unidad básica es el **metro cuadrado (m²)**. También se usa el cm², el mm², el km², hectárea (ha).

$$1 \text{ m}^2 = 10.000 \text{ cm}^2 = 1.000.000 \text{ mm}^2$$

$$1 \text{ km}^2 = 1.000.000 \text{ m}^2$$

$$1 \text{ ha} = 10.000 \text{ m}^2$$

b) **Volumen**: su unidad básica es el **metro cúbico (m³)**. También se usa el dm³, cm³, mm³, litro (L), mL.

$$1 \text{ m}^3 = 10^6 \text{ cm}^3 = 10^9 \text{ mm}^3$$

$$1 \text{ L} = 1.000 \text{ cm}^3$$

$$1 \text{ m}^3 = 1.000 \text{ L}$$

$$1 \text{ m}^3 = 1 \text{ kL}$$

$$1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ L}$$

$$1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ mL}$$

c) **Velocidad** (Rapidez): su unidad básica es el **metro por segundo (m/s)**. También se usa el cm/s, el km/h.

$$1 \text{ m/s} = 100 \text{ cm/s}$$

$$1 \text{ km/h} = 0,28 \text{ m/s}$$

d) **Presión**: su unidad básica es el **Pascal (Pa)**. También se usa la atmósfera (atm), el milímetro de mercurio (mmHg), el hectopascal (hPa) y el milibar (mb).

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 101325 \text{ Pa} = 1013,25 \text{ hPa}$$

$$1 \text{ Pascal} = 0,01 \text{ hectopascal} = 0,01 \text{ milibar}$$