

UNIVERSIDAD NACIONAL DE LA PAMPA

FACULTAD DE CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES

**INTRODUCCIÓN A LA
QUÍMICA GENERAL- QUÍMICA I**

Para los ingresantes a las carreras: Ing. Recursos Naturales; Lic. y Prof.
Ciencias Biológicas; Lic. en geología.

Año 2017

Lic. Sandro González
Lic. Marcela González
Lic. Germán C. Morazzo
Dr. Alejandro Ferrero
Prof. Sabrina Balda

A los Alumnos

La Química es una ciencia central, dinámica y en constante evolución, que tiene importancia fundamental en la naturaleza y en la sociedad. Sus raíces están en los primeros tiempos de la civilización, en ese entonces las personas no advertían que estaban haciendo química cuando transformaban el material que encontraban en forma de piedras, pero los fundamentos modernos se remontan al siglo XIX. El adelanto científico y tecnológico hizo que la Química, con el progreso en el desarrollo industrial, transformara la medicina, la comunicación, el transporte, la agricultura, la nanotecnología, etc., así modificó toda nuestra vida.

Los procesos químicos se producen todos los días en la naturaleza, en nuestro cuerpo y también en los laboratorios y en plantas de fabricación de productos químicos. Por todo esto es muy importante el estudio del mundo de la Química que abarca todo lo material que hay en nuestro alrededor y todos los cambios y transformaciones que pueden experimentar.

El objetivo principal de esta presentación es ofrecer al alumno interesante una ejercitación pensada y preparada para afianzar conocimientos adquiridos en el nivel secundario. Les sugerimos que comiencen a trabajar pensando en la relevancia que el estudio de estos temas tiene en la actualidad y sin perder de vista que la Química está presente en nuestra vida cotidiana, en todo lo que nos rodea y que le compete el estudio de numerosas transformaciones que abarcan tanto a la naturaleza como a la sociedad.

Esperamos que esta propuesta sea útil en el comienzo de los estudios universitarios, destacando que estos conceptos son la base necesaria para las Químicas que se cursan en Primer Año.

Aspiramos a despertar en ustedes el interés por las ciencias, a que se formen una idea de las inmensas posibilidades que éstas brindan como una herramienta para comprender el mundo en que vivimos y, además, a estimular el espíritu crítico y reflexivo.

Les deseamos mucho éxito en esta tarea.

Los Profesores

Materia y materiales

Contenidos

Materia. Propiedades de la materia. Estados de la materia. Sistemas materiales: homogéneos y heterogéneos. Composición de los sistemas materiales.

Introducción

Un rasgo distintivo de los científicos es admitir gran parte de las experiencias de cada día, describirlas de manera precisa y luego explorar lo que puede deducirse de series de observaciones.

Al observar el mundo que nos rodea encontramos objetos tales como escritorios, libros, árboles, montañas, etc., que sufren cambios que son estudiados por las ciencias naturales como la Química, la Biología y la Física.

La Química es la ciencia que estudia la materia. *Materia* es todo lo que ocupa espacio y experimenta cambios. Son materia: la madera y los ladrillos, los metales, la carne y los huesos, el agua, el aire, la tierra, los fertilizantes, los microchips, los plásticos, los explosivos, los alimentos.

Todo ente material ocupa un lugar en el *espacio* y posee *masa*.

En el *universo* no solo encontramos *materia* sino también *energía*, ésta adopta diferentes formas y sufre continuos cambios.

Hay una gran variedad de *materiales* que son mezclas de distintas sustancias.

En algunos materiales hay una sola clase de *sustancia*, en consecuencia decimos que es una *sustancia pura* (Fe, CO₂). Las sustancias puras que, en determinadas condiciones de presión y temperatura, reaccionan descomponiéndose para dar otras sustancias se llaman *sustancias compuestas* (CaCO₃, etanol). Cuando de una sustancia ya no se puede obtener sustancias nuevas esa sustancia es *simple* o elemental (H₂, C).

Podemos clasificar a las sustancias en *moleculares* (O₂, H₂O, azúcar) y *no moleculares* o *reticulares* (NaCl, diamante, Au), ya que las propiedades que poseen no dependen de si son simples o compuestas sino del tipo de estructura molecular o reticular que presentan.

Para llevar a cabo estudios químicos nos resulta útil definir la porción de materia específica que será objeto de dichos estudios. Esta porción constituye un *sistema material*, que independizamos del resto del universo, del entorno, en forma real o imaginaria.

Un sistema material puede contener uno o más cuerpos o partes de cuerpos y puede estar formado por uno o varios componentes o sustancias. Los sistemas materiales se caracterizan por poseer propiedades, entendiendo por tales las cualidades que: * impresionan a nuestros sentidos (sabor, color), * pueden ser observados con instrumentos de medición (masa, dureza), * permiten determinar las maneras en que interactúan o reaccionan (combustión, neutralización).

Algunas propiedades dependen de la cantidad de material del sistema en estudio y las denominamos *extensivas* (volumen, peso). Otras propiedades, que no dependen de la cantidad de material considerada sino del tipo de material, las denominamos propiedades *intensivas* (dureza, punto de ebullición).

Los materiales se caracterizan por sus propiedades intensivas. Si al analizar un sistema encontramos que estas propiedades tienen valores constantes en cualquier zona de éste, decimos que se trata de un *sistema homogéneo* (agua salada, alcohol). Si en cambio encontramos variación en los valores de las propiedades intensivas en por lo menos dos zonas del sistema, decimos que el *sistema* es *heterogéneo* (agua con hielo, aceite y vinagre).

Para realizar esta clasificación podemos utilizar también otro criterio que se basa en la forma de observación empleada (ojo humano, microscopio óptico o ultramicroscopio). Por ejemplo un sistema formado por una suspensión de arcilla en agua (agua turbia) nos puede parecer homogéneo a simple vista, pero si lo observamos con un microscopio apreciamos su heterogeneidad. Esto parece restar precisión a la noción de homogeneidad, para evitarlo se fijó como criterio general que *son sistemas homogéneos aquellos que aparecen como tales aun observados con un ultramicroscopio*.

Los *sistemas homogéneos* pueden ser de dos tipos:

- * *soluciones*, que se definen como sistemas homogéneos fraccionables, de composición variable, constituidos por dos o más componentes.
- * *sustancias*, que son sistemas homogéneos no fraccionables, de composición definida y pueden ser simples o compuestas.

Los *sistemas heterogéneos* tienen siempre dos o más fases, separadas por una superficie de separación denominada superficie de discontinuidad o interfase. En general, a la fase que se halla en menor proporción se la denomina fase dispersa y fase dispersante a la que se encuentra en mayor proporción. Para poder clasificarlos debemos considerar el tamaño de la fase dispersa y en función de esto existen:

- * *dispersiones coloidales o coloides*, donde el tamaño de la fase dispersa varía entre 1 y 100 nm, por lo tanto, sólo puede ser observada con un ultramicroscopio (arcilla en agua, humo, clara de huevo).
- * *dispersiones groseras* cuya fase dispersa tiene un tamaño mayor a 100 nm y pueden ser observadas a simple vista o con una lupa (arena de río y agua).

Cuando se analizan procesos asociados a cambios químicos es importante tener en cuenta que el sistema material puede interactuar con sus alrededores -el entorno- que es el resto del universo externo al sistema, existiendo la posibilidad de intercambiar masa y energía.

Desde este punto de vista hay tres tipos de sistemas. Un *sistema abierto* puede intercambiar masa y energía (por lo general en forma de calor) con sus alrededores; un ejemplo de sistema abierto puede ser el formado por una cantidad de agua en un recipiente abierto. Si este recipiente se cierra de manera que el vapor de agua no pueda escaparse, éste se condensará en el recipiente, entonces se tiene un *sistema cerrado* que permite transferencia de energía, calor, pero no de masa. Al colocar el agua en un recipiente totalmente aislado, el cual no permite la transferencia de masa ni de energía, se construye un *sistema aislado* (agua en un termo).

Propiedades de la materia y estados de agregación

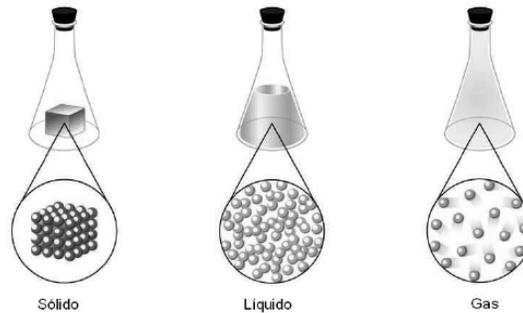
Una forma de describir la materia es observar sus propiedades. Hay dos tipos de propiedades: las físicas y las químicas.

Propiedades físicas

Son aquellas 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 de agregación a 25°C, apariencia, conducción de la electricidad, conducción del calor, densidad. Estas propiedades están relacionadas con los estados de agregación de la materia. 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: 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, llena toda la forma y el volumen del mismo.

Cuando la materia experimenta un cambio físico, su estado de agregación cambia, 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	Hielo (sólido) que se funde (agua líquida)
Cambio de forma	Estirar el cobre en un alambre delgado
Cambio de tamaño	Moler granos de café en partículas más pequeñas

La densidad es una propiedad física que no depende de la masa. 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 densidad, m la masa y v el volumen.

Si la masa es la medida de cuánto material tiene un objeto, entonces, la densidad es la medida de cuán compactado está ese material.

La densidad del agua, por ejemplo, es de 1 g/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.

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.

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, que 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 $13,6 \text{ g/cm}^3$. Esto significa que en un cubo de 1 cm de lado lleno con mercurio se tiene una masa de $13,6$ gramos.

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

$$\delta \text{ cobre} = m/v$$

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

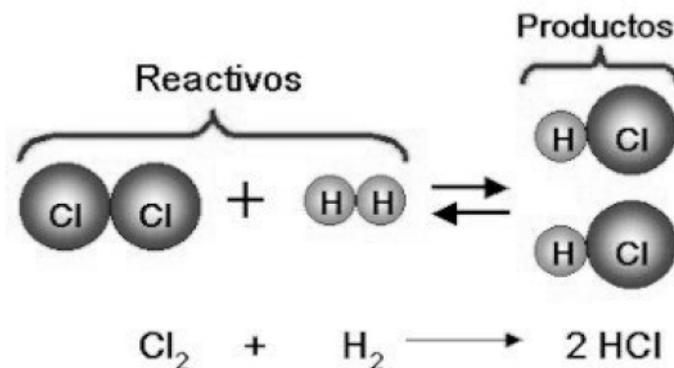
$$\delta \text{ cobre} = 8,93 \text{ g/cm}^3$$



Propiedades químicas

Las propiedades químicas son aquellas que describen la forma en que una sustancia puede cambiar o reaccionar para formar otras sustancias. Durante un cambio químico la sustancia original se convierte en una o más sustancias nuevas con diferentes propiedades químicas y físicas.

Ejemplo: la reacción entre el hidrógeno (H_2) y el cloro (Cl_2) forma una nueva sustancia, cloruro de hidrógeno (HCl).



Ejemplos de cambios químicos

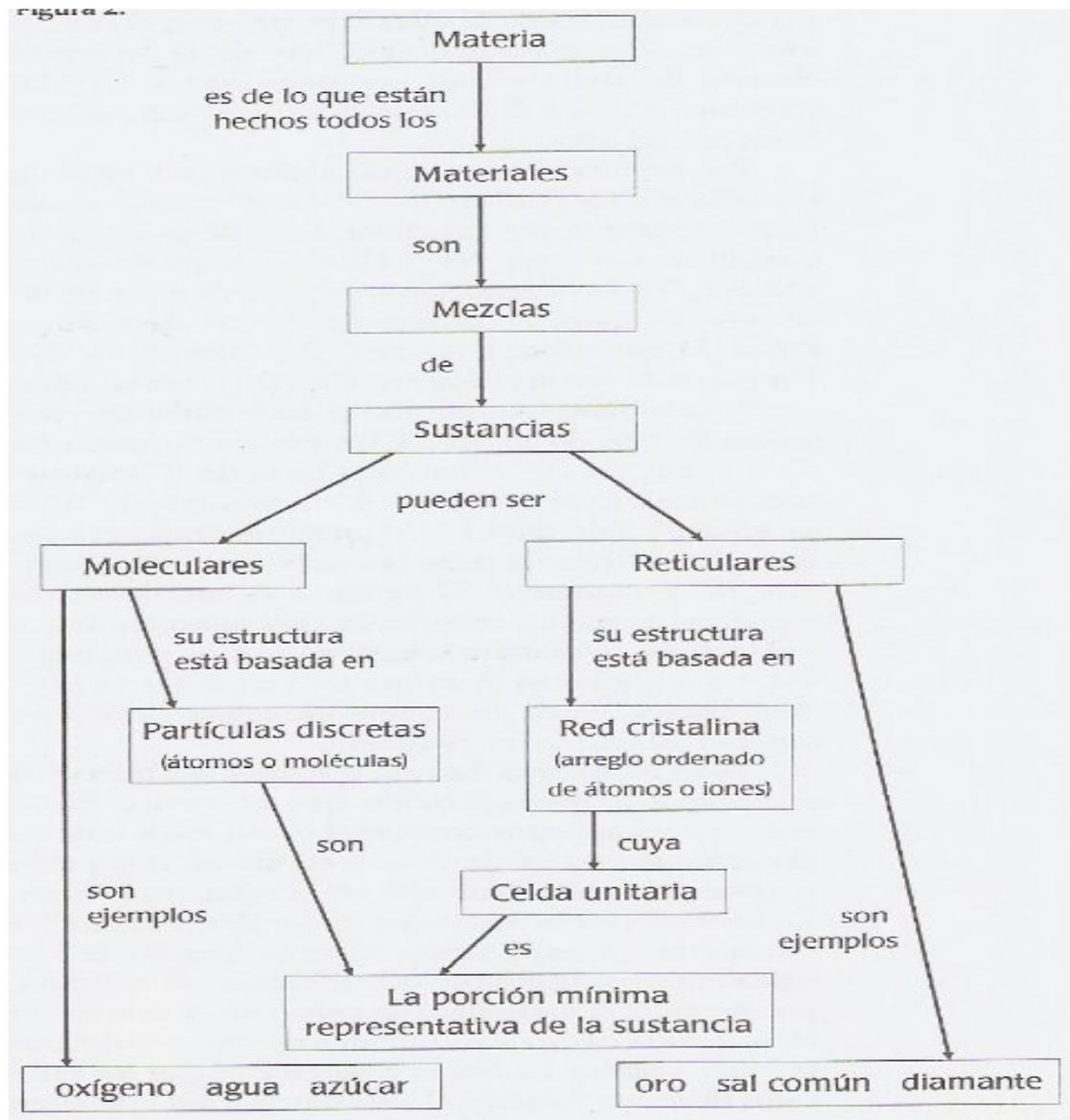
Tipo de cambio químico	Cambios en propiedades químicas
Obtención de dulce de leche	Se obtiene calentando leche con azúcar, el color y sabor se producen por reacciones con las proteínas presentes en la leche.
Formación de óxido	El hierro que es gris y brillante, se combina con oxígeno para formar óxido anaranjado-rojizo.
Quemar madera	Un trozo de caldén se quema con una llama que produce calor, cenizas, dióxido de carbono y vapor de agua.

Composición de los sistemas materiales

Es muy importante conocer la composición cuantitativa de los sistemas materiales. Por ejemplo: un sistema está formado por 100g de arena, 40g de hierro y 60g de arcilla. En general, estos datos se expresan referidos a 100g del sistema, es decir en forma de *porcentaje*, *composición porcentual* o *composición centesimal*. En el caso anterior la composición centesimal o el porcentaje de los distintos componentes del sistema es 50% de arena, 20% de hierro y 30% de arcilla.

Clasificación de la materia

En el siguiente cuadro se presenta una clasificación a tener en cuenta en el desarrollo del curso.



Ejercitación

1- Leer las siguientes expresiones y escribir adelante el concepto que corresponde a cada una de ellas.

materia - energía - sistema homogéneo - sistema heterogéneo
fase - solución - sustancia -

..... es un sistema material en el que los valores de algunas o por lo menos de una de sus propiedades intensivas varían según la porción del sistema que se analice, dichas propiedades son distintas en diferentes partes del sistema.

..... es un sistema material donde los valores de cualquiera de sus propiedades intensivas no dependen de la parte del sistema considerado, dichas propiedades son iguales en los diferentes puntos del sistema.

..... es toda porción del universo que tiene una determinada masa y por lo tanto un determinado peso, es ponderable, ocupa un lugar en el espacio y es impenetrable (el lugar que ocupa una porción de materia no puede ser ocupado simultáneamente por otra).

..... es un conjunto de porciones de un sistema que presenta iguales propiedades intensivas.

..... es un sistema homogéneo formado por dos o más sustancias o componentes.

..... es un sistema homogéneo de composición uniforme e invariable, puede ser una sustancia simple o compuesta.

..... es la capacidad que tiene un cuerpo para realizar trabajo o transferir calor.

2- Dadas las siguientes expresiones indicar cuál corresponde a propiedades intensivas y cuál a propiedades extensivas de la materia:

..... son aquellas que dependen de la cantidad de materia que hay en una muestra.

..... son aquellas que no dependen de la cantidad de materia que hay en una muestra.

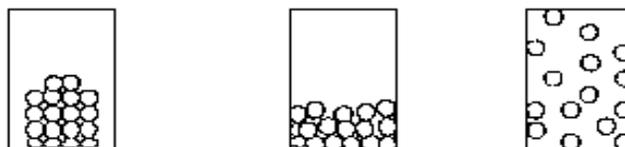
3- Clasificar las siguientes propiedades en intensivas (**I**) o extensivas (**E**)

- | | |
|-----------------------|---|
| () densidad | () índice de refracción de un cristal |
| () volumen | () masa de un trozo de carbón |
| () peso | () punto de ebullición del agua a presión normal |
| () color del cobre | () punto de fusión del hielo a presión normal |
| () dureza del hierro | () peso específico del mercurio |

4- La materia está compuesta por partículas y se clasifica en 3 estados (sólido, líquido y gaseoso).

a- Determinar en qué estado de agregación se encuentran el aire, el hierro y el agua (todos a presión y temperatura ambiente).

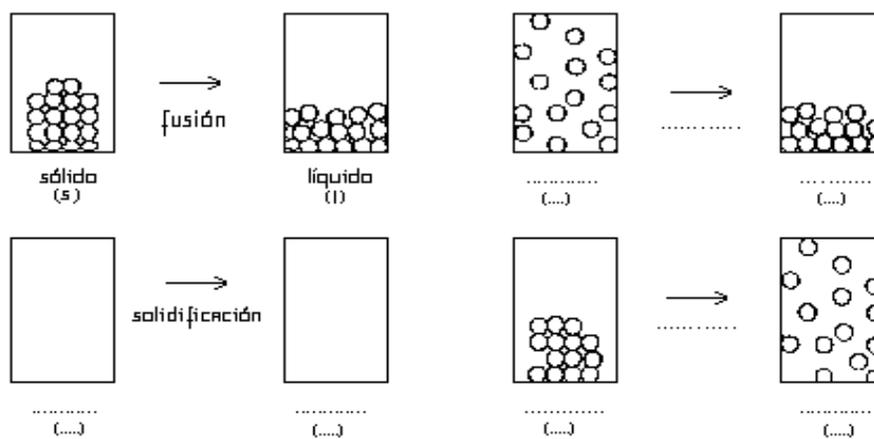
b- Identificar al gráfico en el que está representado cada uno de estos materiales (recordemos que las partículas que forman la materia no son visibles ni aún al microscopio y que por conveniencia las representamos por círculos).



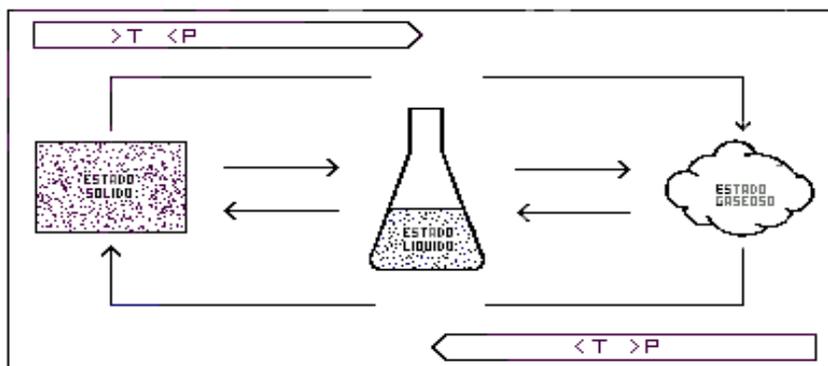
c- Completar las siguientes expresiones con los términos *sólido*, *líquido* o *gaseoso*:

- El estado es fluido y adopta la forma del recipiente que lo contiene.
- En el estado las sustancias son rígidas y presentan una forma independiente del recipiente que los contiene.
- El estado es fluido y ocupa todo el recipiente que lo contiene.
- En el estado las partículas individuales están confinadas en un volumen dado; son difíciles de comprimir.
- El volumen de los no varía en forma considerable con los cambios de temperatura y presión.
- La materia en estado tiene menor densidad que en los otros dos estados; puede expandirse hasta el infinito y se comprime con facilidad.

5- Los siguientes esquemas representan cambios de estado de la materia, completarlos como se muestra en el primero.



6- Completar el siguiente esquema teniendo en cuenta las variaciones de temperatura y presión.



7- De los siguientes sistemas, indicar cuál es homogéneo y cuál heterogéneo.

- | | |
|----------------------|----------------------------|
| a- nafta | e- sopa de verduras |
| b- cera para muebles | f- leche pasteurizada |
| c- aire | g- carbón, hierro, aserrín |
| d- aire filtrado | |

8- Indicar cuáles de los siguientes sistemas son monofásicos y cuáles polifásicos nombrando sus componentes:

- | | |
|-------------------|-----------------------------|
| a- agua destilada | e- agua y aceite |
| b- agua con hielo | f- agua y arena |
| c- sal común | g- varios trozos de hielo |
| d- vino filtrado | h- agua con azúcar disuelta |

9- Se tiene azúcar y sal (cloruro de sodio) disueltos en agua. Señalar las afirmaciones que son correctas:

- a- el peso específico es igual en todas las porciones del sistema.
- b- el sistema está constituido por más de una sustancia.
- c- el sistema tiene una sola fase a cualquier temperatura.

10- Clasificar los sistemas homogéneos en soluciones o sustancias.

- | | | |
|-----------------|---------------------|-------------------------|
| a- cobre | d- cloruro de sodio | g- carbonato de potasio |
| b- agua potable | e- agua y alcohol | h- agua salada |
| c- estaño | f- óxido de plata | i- hidrógeno |

11- Indicar cuáles de los siguientes sistemas son sustancias simples y cuáles sustancias compuestas:

- | | | |
|----------------------|-------------------------|------------------|
| a- vapor de agua | f- hipoclorito de sodio | k- mercurio |
| b- oro | g- oxígeno | l- calcio |
| c- sulfato de cobre | h- agua | m- almidón |
| d- ácido clorhídrico | i- aluminio | n- azufre |
| e- cloro | j- hielo | ñ- óxido de cinc |

12- Calcular la densidad de una sustancia si 12 g de la misma ocupan un volumen de 3 cm³.

13- Calcular la masa que hay en 12 L de una sustancia cuya densidad es 15 kg/L.

14- Calcular el volumen que ocuparán 56 g de hierro cuya densidad es 7,86 g/cm³.

Ejercicios complementarios

1- Cómo podría separar los componentes de los siguientes sistemas?. Explicar el proceso.

- | | |
|---------------------------------|-----------------------------|
| a- canto rodado y arena | e- sal disuelta en agua |
| b- limaduras de hierro y azufre | f- petróleo crudo |
| c- nafta y agua | g- infusión de té en hebras |
| d- cristales de yodo y arena | h- arena y azúcar |

2- Calcular la composición porcentual para cada uno de los siguientes sistemas:

- a- 20 g de carbón ; 13 g de hierro y 25 g de aserrín.
- b- 8 g de sal ; 20 mL de agua ($\delta = 1,00 \text{ g/cm}^3$) y 32 g de cobre.
- c- 5 g de azufre ; 18 g de arcilla ; 0,12 g de cloruro de sodio y 100 g de agua.

d- 10 g de talco ; 40 g de arena y 20 g de aluminio.

3- Calcular la composición centesimal de los siguientes sistemas:

a- 4 g de azufre y 7 g de corcho desmenuzado.

b- 106,5 g de harina y 60 g de chocolate.

QUÍMICA I - Introducción

Átomos, Moléculas y Tabla Periódica

Contenidos

Clasificación de los elementos: símbolos, ordenamiento. Tabla periódica: períodos, grupos.

Introducción

Los elementos son las sustancias de las que está hecha la materia. Muchos de los elementos tomaron nombres de planetas, lugares geográficos, figuras mitológicas, científicos que los descubrieron, etc., los símbolos que los identifican son abreviaturas de los nombres. Los símbolos constan de una o dos letras, la primer letra es mayúscula y la segunda, si la hay, es minúscula.

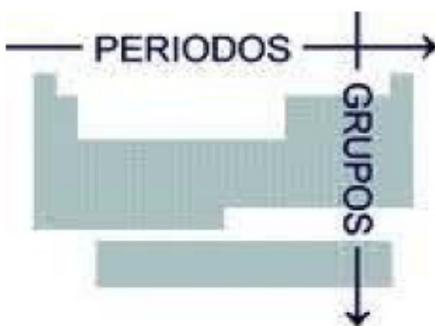
Nombre del elemento	Símbolo químico
carbono	C
cobre	Cu
nitrógeno	N
níquel	Ni

A mediados del siglo XIX se conocían unos pocos elementos, algunos con semejanzas en las propiedades físicas y químicas. Esto condujo a varios científicos de aquel tiempo a idear un sistema de clasificación, a ordenarlos sistemáticamente o agruparlos de acuerdo con determinados criterios.

Después de distintos intentos de clasificación en 1869 el químico ruso Dimitri Mendeleiev intentó ordenar, en una disposición de tabla, los elementos en función de sus masas atómicas crecientes. En esta tabla trató de englobar tanto las propiedades físicas como químicas y además predijo la existencia de elementos que no se conocían todavía. Sus anticipaciones fueron tan destacadas que cuando aparecieron los nuevos elementos sus propiedades coincidían con las propiedades físicas y químicas predichas. Destacó la importancia de la periodicidad, evitó inconsistencias químicas dejando espacios vacíos y reconoció que si el orden de las masas atómicas exigía ubicaciones incongruentes en la tabla, no se debía tener en cuenta y realizó inversiones en el ordenamiento.

La tabla periódica moderna ordena los elementos en función del número atómico e intenta destacar las relaciones químicas y las electrónicas.

Al construir la tabla se colocaron todos los elementos con características químicas semejantes en una misma columna llamada *grupo* y se establecieron filas horizontales que se las llaman *períodos*, los elementos que se encuentran en un mismo período tienen propiedades que cambian en forma gradual a través del mismo.



La tabla periódica actual consta de 7 filas horizontales que se indican mediante números arábigos de 1 a 7 (el número de período en el que está el elemento coincide con el número cuántico principal n de su último nivel de energía ocupado) y 18 columnas verticales

identificadas con números arábigos de 1 a 18 (anteriormente se los denominaba con números romanos y letras). Ejemplo: grupo 14 (antes: grupo 4A).

A los elementos de los grupos 1, 2 y del 13 al 18 se los denomina *elementos principales* (antes se los denominaba *elementos representativos*).

Los elementos de los grupos 3 al 12 se conocen como *elementos de transición*. A los elementos que están ubicados en dos filas en la parte inferior de la tabla se los llama *elementos de transición interna*.

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.

Los metales, en general, son sólidos brillantes, dúctiles, buenos conductores del calor y de 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, 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 (B, Si, Ge, As, Sb, Te, Po y At) se ubican en la línea gruesa que separa los metales de los no metales. Son elementos que muestran propiedades típicas tanto de los metales como de los no metales. Por ejemplo: son mejores conductores del calor y de la electricidad que los no metales pero no tanto como los 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

Todos los elementos de la tabla periódica están hechos de 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 a.C. 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.

En función de la configuración electrónica externa de los átomos, la Tabla Periódica se puede dividir en bloques, de acuerdo a los subniveles u orbitales que se van ocupando con electrones. Así en los elementos del *bloque s* (grupos 1 y 2) y *bloque p* (grupos 13 a 18) los electrones van ingresando en un nivel s o p y se los denominan *elementos principales*. En el *bloque d* (elementos de transición) en un orbital d y en el *bloque f* (elementos de transición interna) en un subnivel f.

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.

O₂ representa la molécula de oxígeno que está formada por dos átomos de oxígeno.

H₂O es la molécula de agua, contiene dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.

Atomicidad

Es el número de átomos que componen una sustancia simple.

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.

moléculas diatómicas: N₂

moléculas triatómicas: O₃ (ozono)

moléculas tetraatómicas: P₄

A principios del siglo XIX Dalton había intentado definir al átomo como "el indivisible", no obstante investigaciones posteriores permitieron a otros científicos averiguar que los átomos estaban formados por partículas más pequeñas (subatómicas) y que la estructura del átomo era mucho más compleja.

Los experimentos de Faraday sobre la electrólisis permitieron demostrar la naturaleza eléctrica de la materia. Las experiencias con tubos de descarga con gases fueron la base de los descubrimientos de los electrones, empleando un tubo de rayos catódicos y de los protones con un tubo de rayos canales. Con posterioridad fue descubierto el neutrón.

Las características más importantes de estas partículas subatómicas son:

Partícula	Carga relativa	Masa relativa (uma)	Masa real (g)
protón	+1	1 u.m.a.	1,67265 x 10 ⁻²⁴ g
neutrón	0	1 u.m.a.	1,67265 x 10 ⁻²⁴ g
electrón	-1	0 u.m.a.	9,10953 x 10 ⁻²⁸ g

Para identificar un átomo existen dos constantes fundamentales: el *número atómico* y el *número másico* o número de masa.

El número atómico Z es un número que identifica a todos los átomos de un mismo elemento ya que es el número de protones contenidos en el núcleo.

El número másico A es la suma de la cantidad de protones y de neutrones y se lo denomina así porque la masa de un elemento está determinada por la masa del núcleo (protones y neutrones) ya que la masa de los electrones es despreciable.

$$A = Z + n$$

Por lo general el número atómico y el número másico se indican como subíndice y supraíndice, a la izquierda del símbolo químico del elemento.

Ej.: ⁶⁵₂₉Cu

No todos los átomos de un mismo elemento tienen la misma masa, por eso la masa que figura en la tabla periódica es un promedio que resulta de considerar la abundancia relativa de cada uno de los isótopos. Son *isótopos* los átomos de un mismo elemento químico (igual Z) que tienen distinto número de neutrones (distinto A).

Como el tamaño de los átomos es muy pequeño, para determinar su masa es necesario contar con una unidad acorde con su tamaño, para ello se estableció una *unidad de masa atómica (u.m.a.)*. El tamaño de la misma (seleccionado arbitrariamente) es la doceava parte de la masa de un átomo de ^{12}C y equivale a $1,6720 \times 10^{-27}$ kg.

Los químicos han encontrado que $6,02 \times 10^{23}$ átomos de un elemento cualquiera tiene una masa, en gramos, equivalente a la masa de un átomo de ese elemento expresada en u. Por ejemplo: un átomo de hidrógeno tiene una masa de 1,0079 u; $6,02 \times 10^{23}$ átomos de hidrógeno tienen una masa de 1,0079 g.

Este número $6,02 \times 10^{23}$ se conoce como el *número de Avogadro* (N_A) en honor al científico italiano del siglo XIX, que en 1814 postuló a partir de distintas experiencias que “volúmenes iguales de gases distintos en las mismas condiciones de temperatura y presión contienen el mismo número de moléculas” ($6,02 \times 10^{23}$).

De la misma manera que en la vida diaria uno asocia la palabra par al número 2, en química tenemos que incorporar el término *mol* y se debe asociar siempre con el número $6,02 \times 10^{23}$ que es el número de Avogadro. En consecuencia, si se habla de un mol de moléculas, de átomos, de iones, etc. hay el número de Avogadro de moléculas, átomos, o iones, es decir hay $6,02 \times 10^{23}$ partículas.

El volumen que ocupa un mol de cualquier sustancia gaseosa en condiciones normales de presión y temperatura (CNPT) es siempre $22,4 \text{ dm}^3$ y se denomina *volumen molar*.

En la siguiente tabla resumimos los términos analizados, ya que es importante distinguirlos claramente, para emplearlos en forma correcta.

Sustancia (gaseosa)	Número de moles	Número de moléculas	Número de átomos	Masa (g)	Volumen (CNPT)
He	1	$6,02 \times 10^{23}$	$6,02 \times 10^{23}$	4 g	$22,4 \text{ dm}^3$
H ₂	1	$6,02 \times 10^{23}$	$2 \times 6,02 \times 10^{23}$	2 g	$22,4 \text{ dm}^3$
H ₂ S	1	$6,02 \times 10^{23}$	$3 \times 6,02 \times 10^{23}$	$32 + 2 \times 1 = 34\text{g}$	$22,4 \text{ dm}^3$

Ejercitación

1- Buscar el concepto que está relacionado con las siguientes expresiones:

ley periódica - gas noble - período - elemento de transición - grupo
 elemento de transición interna - elemento principal - metaloide

..... establece que las propiedades periódicas de los elementos son funciones periódicas de sus números atómicos.

..... está formado por elementos que poseen propiedades químicas similares, en la tabla larga se nombran de 1 a 18 y a menudo se los denomina “familias”.

..... es cada una de las filas horizontales, los elementos que lo integran tiene propiedades que cambian en forma progresiva.

..... elemento que tiene muy poca tendencia a reaccionar con otros ya que tiene los orbitales *s* y *p* completamente llenos, se suele llamar también “gas inerte”.

..... elemento que tiene el nivel de energía más externo incompleto, sus últimos electrones están ubicados en orbitales *s* o *p*.

..... es metal y se caracteriza porque los últimos electrones están completando los orbitales *d*, constituye una etapa intermedia entre los metales muy activos de los grupos I y II y los metales mucho menos activos de los grupos III y IV.

5- Clasificar los siguientes elementos en metales, no metales y dar sus símbolos:

sodio	azufre	cobre
calcio	hierro	carbono
oro	iodo	fósforo
magnesio	litio	fluor

6- Indicar los nombres de los siguientes elementos y clasificarlos en metales y no metales:

Si	Cl	K
Mn	Cd	Bi
As	H	Br
Ag	Co	N
Ba	B	Cr

7- Decir cuáles de los siguientes elementos son gases nobles:

litio	plata	magnesio
cobre	helio	argón
neón	boro	sodio

8- Completar los espacios en blanco.

- La menor porción de materia que interviene en una reacción química se denomina
- La menor porción de materia que puede existir al estado libre conservando todas las propiedades se denomina
- La molécula de sustancias elementales está constituida por átomos
- La molécula de sustancias compuestas está constituida por átomos

9- En las siguientes fórmulas indicar cuántos átomos de cada elemento están presentes en la unidad de fórmula de cada uno de los compuestos (escribir el nombre del elemento y el número de átomos):

- | | |
|------------------------------------|-----------------------------------|
| a- agua: H_2O | d- cloruro de magnesio: $MgCl_2$ |
| b- benceno: C_6H_6 | e- sulfato de sodio: Na_2SO_4 |
| c- hidróxido de calcio: $Ca(OH)_2$ | f- bromato cúprico: $Cu(BrO_3)_2$ |

10- Completar el siguiente cuadro:

Elemento	Z	Protones	Neutrones	Electrones	A
Mg	12				24
B		5			11
F		9	10		
Cl			18		35
Fe				26	56

11- Indicar con un color cuál es el número atómico de los siguientes átomos.

20 10 Ne	39 19 K	137 56 Ba	127 53 I
-------------	------------	--------------	-------------

12- Dadas las siguientes notaciones isotópicas indicar, para cada una de ellas, el número y tipo de las partículas subatómicas que tiene el átomo neutro que representan:

$^{36}_{17}\text{Cl}$	$^{23}_{11}\text{Na}$	$^{206}_{82}\text{Pb}$	$^{14}_7\text{N}$	$^{15}_7\text{N}$	$^{22}_{10}\text{Ne}$	$^{14}_6\text{C}$	$^{32}_{16}\text{S}$	$^{108}_{47}\text{Ag}$	$^{58}_{26}\text{Fe}$
-----------------------	-----------------------	------------------------	-------------------	-------------------	-----------------------	-------------------	----------------------	------------------------	-----------------------

13- Un elemento tiene 15 protones y 16 neutrones:
a- cuántos electrones tiene si es un átomo neutro?
b- cuál es su número másico?
c- cuál es su símbolo y nombre?

14- Cuáles de los siguientes átomos son isótopos:

$^{24}_{12}\text{X}$	$^{25}_{12}\text{X}$	$^{25}_{13}\text{X}$
----------------------	----------------------	----------------------

15- Dado un átomo con $Z = 4$ y $A = 9$ escribir el Z y el A de otro átomo que sea isótopo del anterior.

16- **a-** Un isótopo de un elemento X contiene 30 protones y 35 neutrones. Escribir la notación isotópica y el nombre del elemento.

b- Un isótopo de un elemento X tiene un número másico igual a 131 y 77 neutrones. Cuál es el elemento?

17- Calcular la masa molecular de las siguientes sustancias (expresarla en u):

a- hidróxido de sodio: NaOH

d- fosfato de calcio: $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

b- agua: H_2O

e- ácido sulfúrico: H_2SO_4

c- cloro: Cl_2

18- Relacionar las sustancias con su correspondiente masa atómica o molecular, expresadas en unidades de masa atómica (u):

35,5 - 48 - 64 - 1 - 32 - 71 - 2 - 98 - 16 - 44 - 18

Sustancia	H_2	O	O_2	H_2O	Cl_2	H	CO_2	SO_2	Cl	O_3	H_2SO_4
Masa											

19- Calcular las masas atómicas (expresadas en u) según la abundancia natural de los isótopos.

a	$^{35}\text{Cl} = 75,4\%$	$^{37}\text{Cl} = 24,6\%$	
b	$^{63}\text{Cu} = 69,1\%$	$^{65}\text{Cu} = 30,9\%$	
c	$^{238}\text{U} = 99,2800\%$	$^{235}\text{U} = 0,7100\%$	$^{234}\text{U} = 0,0054\%$

20- Varias palabras en nuestro lenguaje se usan para representar cantidades de cosas, por ejemplo: la palabra *par* representa el número 2, la palabra *docena* al número 12, la palabra *veintena* al número 20.

En química la palabra *mol* representa el *número de Avogadro*. Un mol es igual a $6,02 \times 10^{23}$.

Así como una docena de lápices son 12 lápices, un mol de partículas son $6,02 \times 10^{23}$ partículas.

Completar los espacios en las siguientes expresiones:

Un mol de átomos son átomos; un mol de moléculas son moléculas.

Un mol de moléculas de agua (H_2O) contiene moléculas de agua. Un mol de moléculas de amoníaco (NH_3) contiene moléculas de amoníaco.

Una muestra de 98 g (que es la masa de 1 mol de moléculas) de ácido sulfúrico (H_2SO_4) contiene moléculas de ácido sulfúrico.

Una muestra de 23 g de vapor de sodio (Na), que es un mol de átomos de sodio, contiene átomos de sodio. Un mol de átomos de oxígeno contiene átomos de oxígeno.

En 40 g de argón (Ar), que representa un mol de átomos, hay átomos de argón. Hay átomos en un mol de átomos de cobre.

La masa de un mol de moléculas de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) es 342 g y contiene moléculas de sacarosa.

El volumen de un mol de moléculas de una sustancia gaseosa, en condiciones normales de presión y temperatura (CNPT), es igual a 22,4 litros.

Un mol de hidrógeno (H_2) en CNPT ocupa un volumen de Un mol de vapor de agua (H_2O) en CNPT ocupa un volumen de

$6,02 \times 10^{23}$ moléculas de nitrógeno (N_2) en CNPT ocupan un volumen de

$6,02 \times 10^{23}$ moléculas de dióxido de carbono (CO_2), en condiciones normales de P y T, ocupan un volumen de

32 g de oxígeno (O_2) en CNPT ocupan un volumen de 64 g de dióxido de azufre (SO_2) en CNPT ocupan un volumen de

21- En un mol de átomos de cloro (35,5 g) hay $6,02 \times 10^{23}$ átomos. Calcular la masa de 1 átomo de cloro.

22- Si en 32 g de oxígeno hay $6,02 \times 10^{23}$ moléculas,

a- cuál es la masa de 1 molécula de oxígeno?

b- cuál es la masa de 1 átomo de oxígeno?

23- La masa molecular del agua es 18 u y en un mol de moléculas hay $6,02 \times 10^{23}$ moléculas que tienen una masa de 18 g. Cuántos moles de moléculas de H_2O hay en 500 g?

24- a- Cuántos moles de moléculas de amoníaco (NH_3) hay en $1,20 \times 10^{25}$ moléculas?

b- Cuántos gramos representan esas moléculas?

25- a- Cuántos moles de átomos contienen 122,6 g de níquel?

b- Cuántos átomos hay en esos moles?

26- Calcular la masa (en gramos) de un mol de moléculas de las siguientes sustancias:

a- calcita: $CaCO_3$

b- azúcar de caña: $C_{12}H_{22}O_{11}$

c- yeso: $CaSO_4 \cdot 2 H_2O$

27- Calcular en gramos la masa de:

a- 0,25 moles de moléculas de H_2O (agua)

b- 1,50 moles de moléculas de Cl_2 (cloro)

c- 5 moles de átomos de He (helio)

28- Calcular cuántos moles de moléculas hay en:

- a- 2,53 g de hidrógeno (H_2)
- b- 300 g de glucosa ($C_6H_{12}O_6$)
- c- 0,72 g de metano (CH_4)

29- Calcular cuántos moles de átomos hay en:

- a- 1,6 g de bromo (Br_2)
- b- 10,8 g de plata (Ag)
- c- 280 g de nitrógeno (N_2)

Ejercitación complementaria

1- Completar los espacios en blanco.

- La menor porción de materia que interviene en una reacción química se denomina
- La menor porción de materia que puede existir al estado libre conservando todas las propiedades se denomina
- La molécula de una sustancia simple está constituida por átomos
- La molécula de una sustancia compuesta está constituida por átomos

2- Dados los elementos con los siguientes números atómicos indicar el nombre, decir si son principales o de transición y decir si son halógenos, gases nobles, alcalinos, alcalino-térreos o lantánidos.

Z	Nombre del elemento	Clasificación
49		
36		
20		
17		

3- Escribir el símbolo y el nombre de:

- a- el gas noble de menor masa atómica.
- b- el halógeno del segundo período.
- c- el tercer elemento del grupo 15.
- d- un no metal del grupo 14.
- e- el primer elemento de la serie de transición.
- f- el metal alcalino-térreo del tercer período.
- g- el elemento de número atómico 15.
- h- un no metal del tercer período.

4- Clasificar cada uno de los siguientes elementos como: elemento principal, elemento de transición, gas noble o elemento de transición interna e indicar el símbolo que lo representa.

- a- magnesio
- b- cobre
- c- hierro
- d- mercurio
- e- uranio
- f- plomo
- g- fósforo
- h- oro
- i- neón

5- a- Un isótopo de un elemento X contiene 56 protones y 53 neutrones. Escribir la notación isotópica y el nombre del elemento.

b- Un isótopo de un elemento X tiene un número másico igual a 87 y 43 neutrones. Cuál es el elemento?

- 6- Indica cuál o cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas y justifica:
- a- La mayor parte de los elementos está formada por una mezcla de isótopos que existen en la naturaleza en proporciones fijas y determinadas.
 - b- Los isótopos de un mismo elemento tienen idénticas propiedades químicas.
 - c- Los isótopos de un elemento tienen un número idéntico de neutrones en su núcleo.
 - d- La masa y la carga positiva de un átomo se encuentran concentradas en el núcleo.
 - e- Todos los átomos de un elemento en su estado natural tienen que poseer el mismo número de neutrones.

7- ¿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?.

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

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

9- Considera un anillo de oro que pesa 9 gramos. Calcula cuántos átomos y cuántos moles de átomos existen en esta cantidad. ¿Cuál es la masa en gramos de un átomo de oro?.

10- Se sabe que $3,01 \times 10^{23}$ átomos de calcio pesan 20 g. Calcula:

- a- la masa de 1 mol de átomos de calcio.
- b- la masa atómica del calcio.
- c- la masa en gramos de un átomo de calcio.

QUÍMICA I - Introducción

Fórmulas químicas

Contenidos

Composición centesimal. Fórmula mínima. Fórmula Molecular.

Introducción

Las **fórmulas químicas** muestran los símbolos de los elementos y la relación de sus átomos en un compuesto (no muestran el ordenamiento de los átomos ni como se enlazan).

Se escriben en forma condensada en una sucesión de símbolos con subíndices numéricos que indican el número de átomos de cada elemento (cuando es 1 se omite).

Un símbolo representa al elemento en estado atómico (ej.: Fe, Al, Na) o a la sustancia cuando su atomicidad es 1 (ej.: Ne, Au, Na), los símbolos con subíndice distinto de 1 representan una sustancia cuya molécula es poliatómica o un mol de moléculas (ej.: Cl₂, S₈, P₄).

La **unidad de fórmula** de un compuesto contiene los símbolos de todos los elementos que forman el compuesto con los subíndices correspondientes. Ej.: H₂O, NaNO₃, HCl.

HCl

Representa al elemento hidrógeno ← → Representa al elemento cloro

H₂SO₄

Representa al elemento hidrógeno (dos) ↓ Representa al elemento oxígeno (cuatro)
Representa al elemento azufre (uno)

Ca(NO₃)₂

Representa al elemento calcio ↓ Indica que hay 2 grupos nitrato
Representa al grupo nitrato (formado por 1 átomo de nitrógeno y 3 átomos de oxígeno)

La **unidad de fórmula** se usa para compuestos moleculares y para compuestos iónicos, mientras que **molécula** se usa para elementos y compuestos moleculares solamente.

La **fórmula molecular** indica el número de átomos de cada elemento que existe en la molécula del compuesto molecular.

Por ej.: H₂O₂ es la fórmula molecular del peróxido de hidrógeno.

Sin embargo existen otras fórmulas más simples que expresan la mínima relación de números enteros de átomos o de iones presentes en un compuesto y se llama **fórmula mínima o empírica o simple**.

Por ej.: HO es la fórmula mínima del peróxido de hidrógeno.

Para muchas sustancias la fórmula mínima coincide con la fórmula molecular, en otras es un múltiplo entero de la fórmula mínima.

Para calcular la fórmula mínima se deben conocer los elementos que se combinan y la composición centesimal (o por ciento de masa) en que se combinan (obtenida de los datos experimentales).

Por ej.: calcular la fórmula mínima de un compuesto formado por 14,3% de hidrógeno y 85,7% de carbono.

$$\text{H: } 14,3 \text{ g H} \times \frac{1 \text{ mol de átomos de H}}{1 \text{ g de H}} = 14,3 \text{ moles de átomos de hidrógeno}$$

$$\text{C: } 85,7 \text{ g C} \times \frac{1 \text{ mol de átomos de carbono}}{12 \text{ g de C}} = 7,1 \text{ moles de átomos de carbono}$$

Dividimos cada valor por el menor (para hallar así la relación entera mínima entre los moles de átomos)

$$\text{H: } \frac{14,3 \text{ moles de átomos}}{7,1 \text{ moles de átomos}} = 2$$

$$\text{C: } \frac{7,1 \text{ moles de átomos}}{7,1 \text{ moles de átomos}} = 1$$

La fórmula mínima es CH_2

La fórmula molecular se puede calcular a partir de la fórmula mínima si se conoce la masa molecular relativa.

Por ej.: la masa molecular relativa del propeno es 42 y la fórmula mínima es CH_2 ; la fórmula molecular será $(\text{CH}_2)_n$

la masa relativa de la fórmula mínima es 14, luego $n = \frac{42}{14} = 3$

La fórmula molecular es $(\text{CH}_2)_3 = \text{C}_3\text{H}_6$

La composición centesimal o porcentual de un compuesto se puede calcular a partir del conocimiento de su fórmula.

Por ej.: calcular la composición centesimal del sulfato de aluminio: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

$$2 \text{ átomos de Al} \rightarrow 2 \times 27 \text{ u} = 54 \text{ u}$$

$$3 \text{ átomos de S} \rightarrow 3 \times 32 \text{ u} = 96 \text{ u}$$

$$12 \text{ átomos de O} \rightarrow 12 \times 16 \text{ u} = \frac{192 \text{ u}}{342 \text{ u}}$$

$$\text{el \% de Al es } \frac{54 \text{ u}}{342 \text{ u}} \times 100 = 15,8\%$$

$$\text{el \% de S es } \frac{96 \text{ u}}{342 \text{ u}} \times 100 = 28,2\%$$

$$\text{el \% de O es } \frac{192 \text{ u}}{342 \text{ u}} \times 100 = 56\%$$

La composición centesimal del $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ es 15,8% de Al, 28,2% de S y 56% de O.

Ejercitación

1- Determinar la composición centesimal de los siguientes compuestos:

a- carbonato de potasio: K_2CO_3

b- sulfato de calcio: CaSO_4

c- agua: H_2O

d- parafina: $\text{C}_{25}\text{H}_{52}$

e- aspirina: $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$

f- estearato de sodio (un jabón): $\text{C}_{18}\text{H}_{35}\text{O}_2\text{Na}$

2- Determinar el porcentaje de hierro en cada uno de los siguientes compuestos:

a- carbonato ferroso: FeCO_3

b- óxido férrico (hematites): Fe_2O_3

c- óxido ferroso-férrico (magnetita): Fe_3O_4

3- Deducir la fórmula mínima de los siguientes compuestos:

a- metano: C = 75% y H = 25%.

- b-** clorato de sodio: Na = 21,6% ; Cl = 33,3% y O = 45,1%.
- c-** cromato de potasio: K = 40,2% ; Cr = 26,9% y O = 32,9%.
- d-** dicromato de potasio: K = 26,6% ; Cr = 35,4% y O = 38%.
- e-** sulfuro ferroso: Fe = 63,53% y S = 36,47%.
- f-** sulfuro férrico: Fe = 53,73% y S = 46,27%.

4- El estannato de sodio se emplea en el teñido de ciertas telas, para la protección contra el fuego de las cortinas y para otros propósitos similares. Su composición porcentual es: 44,50% de Sn ; 17,24% de Na ; 35,99% de O y 2,27% de H. Cuál es la fórmula del compuesto?

5- La masa molecular de un compuesto es 88 y su fórmula mínima es C_2H_4O . Cuál es su fórmula molecular?

6- Deducir la fórmula molecular de un compuesto oxidante que contiene: S = 26,93% ; O = 53,76% y Na = 19,31% y cuya masa molecular es 238.

Ejercitación complementaria

1- Cuál es el porcentaje de cobre en cada uno de los siguientes minerales?

- a-** cuprita (óxido cuproso): Cu_2O
- b-** piritas cupríferas (sulfuro ferroso cúprico): $CuFeS_2$
- c-** malaquita (carbonato cúprico – hidróxido cúprico): $CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$

2- Cuál es el contenido de nitrógeno, en porcentaje, en:

- a-** hidrazina (combustible para cohetes): N_2H_4
- b-** nitrato de amonio (fertilizante): NH_4NO_3
- c-** aspartame (endulcorante): $C_{14}H_{18}O_5N_2$
- d-** nitroglicerina (explosivo): $C_3H_5N_3O_9$

3- Un conservante que inhibe el crecimiento de la bacteria que causa el botulismo es el nitrito de sodio: $NaNO_2$. Calcular el porcentaje de cada uno de los elementos que lo componen.

4- El cortisol: $C_{21}H_{30}O_5$ es una hormona que, cuando se libera en condiciones de inanición, hace posible utilizar la energía de las proteínas. Indicar el porcentaje de oxígeno que contiene esta hormona.

5- El glutamato monosódico, cuya denominación comercial es MSG, es un agente saborizante que agrega o intensifica el sabor y su fórmula molecular es $C_5H_8O_4NNa$. Indicar el porcentaje de carbono que posee.

6- Una sustancia que se emplea para controlar el acné es el peróxido de benzoilo, cuya fórmula molecular es $C_{14}H_{10}O_4$. Deducir el porcentaje de hidrógeno del compuesto.

7- La fórmula mínima del estradiol, hormona sexual femenina, es $C_9H_{12}O$ y su masa molecular es 272. Deducir la fórmula molecular.

8- La testosterona, hormona sexual masculina, contiene 79,17% de carbono, 9,72% de hidrógeno y 11,11% de oxígeno. Deducir la fórmula molecular teniendo en cuenta que en cada molécula de la hormona hay 2 átomos de oxígeno.

QUÍMICA I - Introducción

Funciones químicas

Contenidos

Estado de oxidación. Funciones químicas: óxidos, hidróxidos, ácidos, hidruros y sales. Fórmulas y Nomenclatura.

Introducción

Para aprender química es necesario aprender el “idioma” específico, para poder identificar a los compuestos.

Los símbolos de los elementos representan las letras de nuestro alfabeto, las fórmulas químicas son las palabras y las ecuaciones químicas son como las frases.

Las fórmulas químicas representan a las moléculas, se construyen agrupando los símbolos de los elementos que la componen indicando con subíndices la cantidad de átomos de elementos que la forman.

Para deducir la fórmula de una sustancia se debe conocer el número de oxidación de los elementos que la forman.

Las siguientes son algunas de las recomendaciones que brinda la IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada) para adjudicar el número o estado de oxidación de los elementos:

1- en toda molécula la suma de los números de oxidación de todos los átomos presentes es 0. Por ej.: $\text{MgO} \quad +2 - 2 = 0$

2- en los iones poliatómicos la suma de los números de oxidación de todos los átomos presentes es igual a la carga del ión. Por ej.: $\text{CO}_3^{2-} \quad +4 + 3 \times (-2) = -2$

3- el oxígeno actúa con -2 , salvo en los peróxidos que actúa con -1 .

4- el hidrógeno actúa con $+1$, salvo en los hidruros que actúa con -1 .

5- los halógenos actúan con número de oxidación -1 y el azufre con -2 cuando forman haluros (con hidrógeno y metales) y con números de oxidación positivos (+) frente al oxígeno.

Existen muchos tipos de sustancias y experimentalmente se ha determinado que ciertos grupos presentan propiedades semejantes o iguales. Se denomina *función química* a una agrupación de átomos o iones que tiene propiedades que los caracteriza. Por ejemplo: la función óxido, la función hidróxido, la función ácido.

OXIDOS

Son compuestos formados por oxígeno y otro elemento que puede ser un metal, no metal o semimetal, es decir que son compuestos binarios.

A los óxidos se los clasifica en óxidos normales y peróxidos, función del estado de oxidación que presenta el oxígeno.

Oxidos normales

En los óxidos normales el oxígeno presenta estado de oxidación -2 . Al escribir la fórmula de un óxido se indica en primer lugar el símbolo del elemento unido al oxígeno y a su derecha el símbolo del oxígeno.

Para deducir el número de átomos de cada uno de los elementos que forman el óxido hay que tener en cuenta que la suma algebraica de los estados de oxidación sea igual a cero.

Ejemplos:

$\text{Ca O} \quad +2 + (-2) = 0$ en este caso con un Ca y un O la suma algebraica de los estados de oxidación es 0, por lo tanto esta fórmula es la que representa al óxido que forma el calcio.

La fórmula del óxido normal de calcio debe indicarse **CaO** y no OCa.

Deduciremos la fórmula del óxido normal que forma el sodio:

Na O $+1 + (-2) = -1$ en esta relación la suma algebraica de los estados de oxidación no da 0, por lo tanto la fórmula no es la correcta; habrá que aumentar el sodio en un átomo más.

Na₂O $(+1) \times 2 + (-2) = 0$ ahora la suma algebraica da 0

El número entero mayor que 1, que indica la cantidad de partículas de cada clase se escribe como subíndice a la derecha del símbolo.

Cuando un elemento tiene más de un estado de oxidación forma más de un óxido normal, por lo tanto cada uno de ellos tendrá una fórmula diferente. El hierro forma óxidos normales con estado de oxidación +2 y +3, seguidamente deduciremos las fórmulas de los dos óxidos:

Cuando el hierro actúa con estado de oxidación +2: **Fe O** $(+2) + (-2) = 0$

Cuando el hierro actúa con estado de oxidación +3: **Fe₂O₃** $(+3) \times 2 + (-2) \times 3 = 0$

El fósforo forma 2 óxidos normales, con estado de oxidación +3 y +5. Las fórmulas que se deducen de estos óxidos son P₂O₃ y P₂O₅, sin embargo éstas son fórmulas mínimas ya que estudios realizados revelan que las fórmulas verdaderas son **P₄O₆** y **P₄O₁₀**.

Nomenclatura

Según la IUPAC los óxidos normales pueden nombrarse mediante distintas nomenclaturas:

En la nomenclatura de Stock se nombran *óxido de* seguido del *nombre del elemento correspondiente*. Si dicho elemento tiene más de un estado de oxidación éste debe indicarse a continuación del nombre, con números romanos entre paréntesis. Si el elemento sólo actúa con un estado de oxidación, éste no se indica.

Ejemplo: CaO óxido de calcio

En la nomenclatura clásica los óxidos normales donde el oxígeno está unido a un no metal y al reaccionar con agua dan un ácido, se denominan *anhídridos*. Esta nomenclatura no es recomendada por la IUPAC y en la actualidad está en desuso. Se nombran con la palabra *anhídrido* seguida del *nombre del elemento correspondiente*, modificado en la terminación en función de su estado de oxidación; para el caso de elementos que tengan dos estados de oxidación se usa la terminación *oso* para el menor e *ico* para el mayor. En algunos casos por presentar el elemento más de dos estados de oxidación deben emplearse además prefijos como *hipo* y *per*.

Ejemplo: SO₃ anhídrido sulfúrico

Los óxidos donde el oxígeno está unido a un metal se nombran con las palabras *óxido de* seguida del *nombre del elemento* modificado con la terminación *oso* o *ico* según el estado de oxidación de dicho elemento.

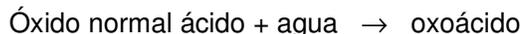
Ejemplo: FeO óxido ferroso

óxido	nomenclatura de Stock	Nomenclatura clásica
Na ₂ O	óxido de sodio	óxido de sodio
CuO	óxido de cobre (II)	óxido cúprico
Fe ₂ O ₃	óxido de hierro (III)	óxido férrico
SO ₂	óxido de azufre (IV)	anhídrido sulfuroso
I ₂ O ₅	óxido de iodo (V)	anhídrido iódico

Carácter ácido – base de los óxidos normales

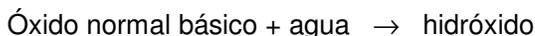
Los óxidos normales de acuerdo a cómo reaccionan con otros compuestos, se clasifican en: óxido de carácter ácido, óxido de carácter básico y óxido neutro.

Los **óxidos de carácter ácido** demuestran su carácter ácido reaccionando, entre otros, con agua.



Ejemplos de óxidos normales ácidos: SO_2 óxido de azufre (IV)
 N_2O_3 óxido de nitrógeno (III)
 SiO_2 óxido de silicio (IV)

Los **óxidos de carácter básico** demuestran el carácter básico al reaccionar, entre otros, con agua.



Ejemplos de óxidos normales básicos: CaO óxido de calcio
 Fe_2O_3 óxido de hierro (III)
 Na_2O óxido de sodio

Los **óxidos neutros** son los que no presentan carácter ácido ni básico, no reaccionan con agua para dar oxoácidos o hidróxidos.

Ejemplos de óxidos neutros: CO monóxido de carbono
 NO monóxido de nitrógeno

HIDROXIDOS

Se conocen con el nombre de hidróxidos aquellas sustancias que contienen un catión de un metal unido a un anión característico de estas sustancias denominado *hidróxido*. El anión hidróxido está formado por un átomo de oxígeno unido a un átomo de hidrógeno y presenta una carga neta negativa (OH^-). A este anión antiguamente se lo llamó hidroxilo u oxhidrilo, denominaciones no recomendadas actualmente por la IUPAC.

Para escribir correctamente la fórmula de un hidróxido se debe recordar que dado que la carga neta debe ser igual a 0, la cantidad de cargas negativas deberá ser igual a la cantidad de cargas positivas del catión (en muchos casos son necesarios más de un anión).

Ejemplos:

El catión sodio (Na^+) tiene una carga positiva, por lo tanto la fórmula del hidróxido es:

NaOH $+ 1 + (-1) = 0$ por cada sodio solo es necesario un anión OH^- para que la carga sea 0.

El catión calcio (Ca^{2+}) tiene dos cargas positivas

CaOH $+ 2 + (-1) = +1$ en este caso un solo OH^- no es suficiente para neutralizar la carga de Ca^{2+} , por lo tanto deberá aumentar a dos la cantidad de OH^- y se lo indica como subíndice del anión (escrito entre paréntesis).

$\text{Ca}(\text{OH})_2$ $+ 2 + (-1) \times 2 = 0$

Nomenclatura

Existen diferentes maneras de nombrar un hidróxido: la nomenclatura de Stock, recomendada por la IUPAC y la nomenclatura clásica.

En la nomenclatura de Stock se nombran en primer término las palabras *hidróxido de* seguida del *nombre del elemento correspondiente al catión*. Si éste actúa con más de un estado de oxidación podrá originar más de un hidróxido, por lo tanto, en éstos casos a continuación del nombre del catión y entre paréntesis, se indica en números romanos el número de oxidación de dicho catión.

Ejemplo: KOH hidróxido de potasio

En la nomenclatura clásica los hidróxidos se nombran con las palabras *hidróxido de* seguida del *nombre del catión*, teniendo en cuenta el número de oxidación del mismo. Si el

cación posee un único estado de oxidación se nombrará sin ninguna modificación, si está con su mayor número de oxidación el nombre de dicho catión terminará en el sufijo *ico* y si está con su menor número de oxidación terminará con el sufijo *oso*.

Ejemplo: $\text{Ni}(\text{OH})_2$ hidróxido níqueloso

hidróxido	Nomenclatura de Stock	Nomenclatura clásica
AuOH	hidróxido de oro (I)	hidróxido áurico
$\text{Ni}(\text{OH})_3$	hidróxido de níquel (III)	hidróxido níquelico
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	hidróxido de calcio	hidróxido de calcio

ACIDOS

Existen muchas sustancias que se denominan *ácidos* y presentan las siguientes propiedades:

* en solución acuosa originan los cationes H^+ mediante el proceso denominado ionización. Los iones H^+ en presencia de H_2O dan los cationes llamados oxonio H_3O^+ y éstos son los responsables de que el indicador tornasol, al estar en contacto con la solución, presente color rojo.

* reaccionan con hidróxidos originando sustancias llamadas sales.

De acuerdo a cómo están formados los ácidos se clasifican en oxoácidos e hidrácidos.

a- Oxoácidos

Los oxoácidos son sustancias que están formadas por hidrógeno, un elemento no metal y oxígeno (se indican en ese orden), es decir que son compuestos ternarios.

Para escribir la fórmula de un oxoácido se deberá tener en cuenta que el número de oxidación del H en los oxoácidos es +1 y el del O es -2 y recordar que la suma algebraica de los estados de oxidación de todos los elementos debe ser 0.

Ejemplo:

El azufre forma distintos oxoácidos.

-Deduciremos la fórmula del oxoácido cuando el S actúa con estado de oxidación +4:

HSO $+1 + 4 - 2 = +3$ la suma algebraica de los estados de oxidación no es 0. Como hay exceso de cargas positivas, se aumenta la cantidad de oxígeno, indicando el número como subíndice a la derecha del símbolo O:

HSO_2 $+1 + 4 + (-2) \times 2 = +1$ tampoco da 0, así aumentaremos en uno más la cantidad de oxígeno:

HSO_3 $+1 + 4 + (-2) \times 3 = -1$ en este caso hay exceso de cargas negativas por lo que es necesario aumentar la cantidad de H en uno para que la suma sea 0:

H_2SO_3 $(+1) \times 2 + 4 + (-2) \times 3 = 0$

Hemos obtenido la fórmula mínima, es decir la mínima relación en que se unen los átomos para formar el oxoácido.

Cuando se deduce la fórmula de la manera indicada, debe aumentarse el número de O de uno en uno y si es necesario también aumentar el de H de uno en uno.

-En el siguiente ejemplo deduciremos la fórmula del oxoácido que forma el S cuando actúa con estado de oxidación +6:

HSO $+1 + 6 - 2 = +5$ la suma algebraica no da 0, debemos aumentar el O a 4 átomos y el H a 2 átomos, para obtener la fórmula correcta:

H_2SO_4 $(+1) \times 2 + 6 + (-2) \times 4 = 0$

Hemos indicado en la fórmula de un oxoácido los símbolos de los elementos en un determinado orden, que está de acuerdo a las normas de la IUPAC, primero el H y en último lugar el O. Debe indicarse HNO_3 y no NO_3H ; H_3PO_4 y no PO_4H_3

Nomenclatura

De acuerdo a la nomenclatura clásica los oxoácidos se nombran en función del óxido normal ácido que puede originarlos, real o formalmente, en presencia de agua.

Por ejemplo: el SO_2 (anhídrido sulfuroso) origina en presencia de H_2O el H_2SO_3 ácido sulfuroso.

el SO_3 (anhídrido sulfúrico) origina en presencia del H_2O el H_2SO_4 ácido sulfúrico.

Cuando el átomo central tiene menor estado de oxidación el sufijo es *oso* y con el mayor es *ico*. En esta nomenclatura se indica en primer lugar la palabra *ácido*.

En la nomenclatura sistemática de Stock se nombra primero el oxoanión utilizando la palabra formada por: el prefijo que indica la cantidad de átomos de O, *oxo* y *el nombre del no metal terminado en ato*, a continuación se indica el estado de oxidación de dicho elemento entre paréntesis y con números romanos y al final *de hidrógeno*.

Ejemplos: H_2SO_3 trioxosulfato (IV) de hidrógeno ; H_2SO_4 tetraoxosulfato (VI) de hidrógeno

La IUPAC recomienda el uso de la nomenclatura de Stock, aunque para nombrar algunos compuestos permite el uso de la nomenclatura clásica.

Este es el caso de los oxoácidos del S y de los siguientes:

H_3PO_4 ácido fosfórico o ácido ortofosfórico

HClO_4 ácido perclórico (el prefijo per también se usa para los oxoácidos correspondientes del Br y del I)

HClO ácido hipocloroso (el prefijo hipo también se usa para los oxoácidos correspondientes del Br y del I)

Oxoaniones.

Nomenclatura

En la nomenclatura clásica se nombran cambiando la terminación *oso* del nombre del ácido por *ito* y la terminación *ico* por *ato*.

Ejemplos: El ácido sulfuroso origina en solución acuosa el oxoanión sulfito: SO_3^{2-}

El ácido sulfúrico origina en solución acuosa el oxoanión sulfato: SO_4^{2-}

En la nomenclatura sistemática de Stock todos los oxoaniones se nombran con la terminación *ato*:

Ejemplos: SO_3^{2-} anión trioxosulfato (IV) SO_4^{2-} anión tetraoxosulfato (VI)

PO_4^{3-} anión tetraoxofosfato (V) CO_3^{2-} anión trioxocarbonato (IV)

(como el C solo tiene en los CO_3^{2-} estado de oxidación +4, el número (IV) suele omitirse).

Los oxoaniones que contienen H se nombran según lo indicado anteriormente, anteponiendo la palabra *hidrógeno*. Cuando hay un solo H se recomienda no usar el prefijo mono, en el caso que el oxoanión contenga dos H se indica *dihidrógeno* y así sucesivamente.

Ejemplos: H_2PO_4^- anión dihidrógeno tetraoxofosfato (V)

HPO_4^{2-} anión hidrógeno tetraoxofosfato (V)

En algunos casos existen los oxoaniones pero no los oxoácidos respectivos, por ejemplo existen los oxoaniones HCO_3^- y CO_3^{2-} pero no se ha determinado la existencia del H_2CO_3 .

b- Hidrácidos

Los hidrácidos son soluciones acuosas de sustancias formadas por el elemento H con estado de oxidación +1 y los elementos del grupo 17 (VII) con estado de oxidación -1 y algunos elementos del grupo 16 (VI) con estado de oxidación -2.

A estas sustancias cuando están puras se las denomina también haluros de hidrógeno y no presentan carácter ácido, son compuestos gaseosos e incoloros.

Deduciremos la fórmula de un hidrácido:

HS + 1 - 2 = - 1 en la relación de átomos 1:1 la suma algebraica no da 0 por lo que aumentamos la cantidad de H.

H₂S (+1) x 2 + (-2) = 0

Otro ejemplo:

el cloro Cl forma: HCl + 1 - 1 = 0

Nomenclatura

En los hidrácidos se nombra primero la palabra *ácido* seguido del nombre del elemento con la terminación *hídrico* y se lo escribe con el subíndice a la derecha (ac) que indica el medio acuoso.

Ejemplos: H₂S_(ac) ácido sulfhídrico HCl_(ac) ácido clorhídrico

Quando la sustancia está al estado puro se nombra primero el elemento con la terminación *uro* y luego se agrega *de hidrógeno*.

Ejemplos: H₂S sulfuro de hidrogeno HCl cloruro de hidrógeno

HIDRUROS

Los hidruros son compuestos binarios donde el hidrógeno tiene estado de oxidación -1 y el enlace es predominantemente iónico.

Este tipo de compuestos se forma con elementos del grupo 1, algunos del grupo 2 y algunos de los elementos más electropositivos de la serie de transición interna de la Clasificación Periódica. Contienen el ión H⁻ (hidruro), son sólidos y tienen carácter básico (con el agua forman hidróxidos).

Para deducir la fórmula de un hidruro se coloca el elemento más electropositivo y luego tantos átomos de H como indica el estado de oxidación de dicho elemento.

Por ejemplo: NaH CaH₂

Nomenclatura

Los hidruros se nombran *hidruro de* seguido del *nombre del elemento*.

Ejemplos: NaH hidruro de sodio CaH₂ hidruro de calcio o hidruro de calcio (II)

SALES

a) Sales neutras

Las sales neutras son compuestos iónicos que se forman por sustitución de los iones H⁺ de un ácido por otro ión positivo diferente.

Ejemplos: sustituyendo el ión H⁺ del HCl por el Na⁺ obtenemos la sal NaCl cloruro de sodio.

Al reemplazar dos iones H⁺ del H₂SO₄ por Ni²⁺ obtenemos la sal neutra NiSO₄ sulfato de níquel (II).

Nomenclatura

En la nomenclatura clásica se escribe el *nombre del anión* seguido del *nombre del catión*:

- * si el catión posee un único estado de oxidación se nombrará sin modificaciones.
- * si actúa con el mayor número de oxidación se nombra con la terminación *ico*.
- * si actúa con el menor número de oxidación se nombra con la terminación *oso*.

En la nomenclatura de Stock se *nombra el anión*, luego la preposición *de* y el *nombre del catión* según lo visto.

Fórmula	nomenclatura de Stock	nomenclatura clásica
NaCl	cloruro de sodio	cloruro de sodio
FeBr ₂	bromuro de hierro (II)	bromuro ferroso
FeBr ₃	bromuro de hierro (III)	bromuro férrico
CuNO ₂	dioxonitrato (III) de cobre (I)	nitrito cuproso
Cu(NO ₂) ₂	dioxonitrato (III) de cobre (II)	nitrito cúprico
Fe ₂ (SO ₄) ₃	tetraoxosulfato (VI) de hierro (III)	sulfato férrico

b) Sales ácidas (hidrogenosales)

Son aquellas sales cuyos aniones tienen hidrógeno (H⁺) en su composición.

Fórmula	nomenclatura de Stock	nomenclatura clásica
CaHPO ₄	hidrógeno tetraoxofosfato (V) de calcio	ortofosfato monoácido de calcio
CuH ₂ PO ₄	dihidrógeno tetraoxofosfato (V) de cobre (I)	ortofosfato diácido cuproso
Fe (HS) ₃	thidrógeno sulfuro de hierro (III)	sulfuro ácido férrico

c) Sales básicas (hidroxidosales)

Son aquellas sales cuyos cationes tienen hidróxido (OH⁻) en su composición.

Fórmula	nomenclatura de Stock	nomenclatura clásica
[Pb(OH)] NO ₃	hidróxido trioxonitrato (V) de plomo (II)	nitrato básico plumboso
[Al (OH) ₂] ₂ SO ₄	dihidróxido tetraoxosulfato(VI) de aluminio	sulfato dibásico de aluminio
[Fe(OH)] (NO ₂) ₂	hidróxido dioxonitrato (III) de hierro (III)	nitrito básico férrico

HIDRATOS

Se denominan hidratos a los compuestos que tienen unidas un número específico de moléculas de agua.

Ejemplo: CuSO₄ · 5 H₂O sulfato de cobre pentahidratado

cada unidad fórmula de CuSO₄ tiene 5 moléculas de agua asociadas a él, éstas moléculas se pueden eliminar por calentamiento y el compuesto resultante es CuSO₄ (sulfato cúprico anhidro).

Ejemplos: BaCl₂ · 2 H₂O cloruro de bario dihidratado

MgSO₄ · 7 H₂O sulfato de magnesio heptahidratado

Ejercitación

1- Determinar el número de oxidación de cada uno de los elementos presentes en las siguientes sustancias.

a- CaO

d- NH₃

g- Li₂SiO₃

b- H₂O₂

e- KMnO₄

h- Fe(NO₃)₂

c- Cl₂

f- H₂SO₄

i- Ba(BrO₄)₂

2- Deducir la fórmula de los siguientes óxidos y clasificarlos.

a- óxido de sodio

g- óxido de nitrógeno (II)

b- óxido de aluminio

h- óxido de bromo (I)

c- óxido de cloro (VII)

i- óxido de yodo (V)

d- óxido de cobre (I)

j- óxido de carbono (IV)

e- óxido de azufre (IV)

k- óxido de manganeso (VII)

f- óxido de cinc

l- óxido de manganeso (II)

3- Deducir la fórmula de los siguientes compuestos y clasificarlos en hidruros, haluros e hidrácidos.

- | | |
|-------------------------|------------------------|
| a- hidruro de sodio | e- ácido sulfhídrico |
| b- ioduro de hidrógeno | f- hidruro de calcio |
| c- sulfuro de hidrógeno | g- ácido clorhídrico |
| d- ácido iodhídrico | h- hidruro de magnesio |

4- Deducir la fórmula de los siguientes hidróxidos.

- | | |
|--------------------------|-----------------------------|
| a- hidróxido de aluminio | c- hidróxido de magnesio |
| b- hidróxido de sodio | d- hidróxido de estaño (IV) |

5- Deducir la fórmula de los siguientes oxoácidos.

- | | |
|--------------------------------------|---------------------------------------|
| a- tetraoxosulfato (VI) de hidrógeno | d- tetraoxoclorato (VII) de hidrógeno |
| b- tetraoxofosfato (V) de hidrogeno | e- trioxiodato (V) de hidrógeno |
| c- trioxonitrato (V) de hidrógeno | f- monoxoclorato (I) de hidrógeno |

6- Deducir la fórmula de los siguientes aniones.

- | | |
|-------------------------|-----------------------------------|
| a- tetraoxocromato (VI) | c- fluoruro |
| b- monoxoclorato (I) | d- hidrógeno tetraoxosulfato (VI) |

7- Deducir la fórmula de las siguientes sales.

- | | |
|-----------------------------------|-------------------------------|
| a- bromuro de cinc | c- cloruro de amonio |
| b- trioxocarbonato (IV) de calcio | d- trioxonitrato (V) de sodio |

8- Nombrar los siguientes aniones.

- | | | |
|------------------------|---------------------|-----------------------|
| a- SiO_3^{2-} | d- S^{2-} | g- I^- |
| b- HCO_3^- | e- MnO_4^- | h- SO_3^{2-} |
| c- ClO_3^- | f- NO_2^- | i- PO_4^{3-} |

9- Escribir los nombres de las sustancias cuyas fórmulas se dan a continuación.

- | | | |
|-------------------------------|--------------------------------|------------------------------|
| a- Li_2S | d- K_2CO_3 | g- Na_2CrO_4 |
| b- I_2O_5 | e- $\text{Ba}(\text{HSO}_3)_2$ | h- $\text{Al}(\text{OH})_3$ |
| c- $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ | f- SiCl_4 | i- FeOHSO_3 |

Ejercitación complementaria

1- Escribe la fórmula de:

- | | |
|------------------------------|---|
| a- cloruro de plata | n- trióxido de dimolibdeno |
| b- óxido de plomo (IV) | ñ- óxido de nitrógeno (V) |
| c- nitruro de litio | o- hidrógenotrioxosulfato (IV) de cobre (II) |
| d- fosfato de bario | p- tetraoxoclorato de hidrógeno |
| e- nitrato férrico | q- sulfuro de amonio |
| f- óxido de cobalto (III) | r- hidróxido cobáltico |
| g- óxido plumboso | s- tetrahidróxido de plomo |
| h- carbonato ácido níqueloso | t- dioxoclorato (III) de calcio |
| i- dióxido de azufre | u- óxido de azufre (IV) |
| j- óxido de arsénico (V) | v- hidruro de litio |
| k- hidróxido de oro (III) | w- trioxocarbonato (IV) de hidrógeno |
| l- ácido clorhídrico | x- sulfato básico de aluminio |
| m- sulfuro de hidrógeno | y- dihidróxidotrioxoclorato (V) de níquel (III) |

2- 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+}						

QUÍMICA I - Introducción

QUÍMICA I - Introducción

Unidades. Cifras significativas

Contenidos

Unidades de medida. Cifras significativas. Método del factor unitario. Notación científica.

Introducción

Cuando se describen las propiedades de los materiales es conveniente medir la propiedad y expresar cuantitativamente el resultado.

La Química incluye medidas y cálculos. Para realizar una medida se debe tener algún patrón o estándar, para comparar lo que se mide y una metodología para hacer la comparación.

Las unidades estándares fundamentales o patrones forman parte del Sistema Internacional SI (forma moderna del Sistema Métrico).

El Sistema Internacional SI también es un sistema decimal, se basa en siete unidades fundamentales (ver tablas) y las demás son derivadas.

Al realizar mediciones y comparar magnitudes éstas se deben expresar en las mismas unidades, lo que implica la conversión de un conjunto de unidades en otro: *método del factor unitario*. Los factores de conversión son las equivalencias entre las distintas magnitudes.

Por ejemplo: para expresar 1,8 kg en g el factor de conversión surge de la igualdad $1\text{kg} = 10^3\text{g}$

Para resolver el ejercicio se multiplica el dato por 10^3g y se divide por 1 kg para poder cancelar las unidades

$$1,8\text{ kg} \times \frac{10^3\text{ g}}{1\text{ kg}}$$

Los científicos, en sus trabajos experimentales, presentan con meticulosidad sus mediciones y hacen uso de las *cifras significativas*, que son los dígitos que la persona que hace las mediciones considera como correctos a partir de los datos disponibles.

Reglas para determinar el número de cifras significativas

- 1- Todos los dígitos que no sean ceros son cifras significativas.
Ej.: **345** m (tres cifras significativas).
- 2- Los ceros que se encuentran entre dígitos que no son ceros, forman parte de las cifras significativas.
Ej.: **102** litros (tres cifras significativas); **3,0008** km (cinco cifras significativas).
- 3- Los ceros colocados a la izquierda del primer dígito que no sea cero, no pertenecen a las cifras significativas; indican solamente la posición de la coma decimal.
Ej.: **0,00200** m³ (tres cifras significativas); **0,8** mL (una cifra significativa).
- 4- Cuando un número termina en ceros que se encuentran a la derecha de la coma decimal, éstos ceros pertenecen a las cifras significativas.
Ej.: **7,100** dm³ (cuatro cifras significativas); **0,0500** km (tres cifras significativas).
- 5- Para magnitudes que tienen números enteros, los ceros que están después del último dígito pueden o no ser significativos.
Ej.: 200 km ¿significa que la distancia está comprendida entre 199 y 201 km o entre 190 y 210 km o entre 100 y 300 km? Para evitar la ambigüedad la medida se debe expresar utilizando la notación científica.

200 km = $2,00 \times 10^2$ km indica que se determinó el valor de dicha magnitud con 3 cifras significativas

200 km = $2,0 \times 10^2$ km indica que se determinó el valor de dicha magnitud con 2 cifras significativas.

$200 \text{ km} = 2 \times 10^2 \text{ km}$ indica que se determinó el valor de dicha magnitud con 1 cifra significativa.

A menos que se indique lo contrario, los ceros que están después del último dígito en los números enteros se consideran significativos, entonces $200 \text{ km} = 2,00 \times 10^2 \text{ km}$.

Reglas para redondear una cifra

- 1- Si la primera cifra significativa eliminada es inferior a 5, la última cifra conservada queda invariable.
- 2- Si la primera cifra significativa eliminada es superior a 5, se incrementa en uno la cifra conservada.
- 3- Si la primera cifra significativa eliminada es 5, la última cifra conservada aumenta en uno si ella es impar, si es par conserva su valor.

En los ejercicios a veces es necesario emplear números muy grandes o muy pequeños.
Por ejemplo: N_A es 602 217 000 000 000 000 000
u es 0,000 000 000 000 000 000 000 000 001 66

Al trabajar con estos números es fácil cometer errores, por eso la notación científica facilita la tarea ya que todos los números están expresados como producto de un número entre 1 y 10 y una potencia de 10.

La expresión es: $n \times 10^x$ (siendo: $1 < n < 10$ y x un número entero)
y se lee: n por 10 a la x

En los ejemplos: N_A es $6,02 \times 10^{23}$ y la u es $1,66 \times 10^{-27}$

Ejercitación

1- Indicar cuántas cifras significativas hay en cada una de las siguientes magnitudes:

- | | |
|-------------|-------------------------|
| a- 32 m | e- 0,32 m |
| b- 32,00 m | f- 17,01 m |
| c- 0,032 m | g- 1 850 g |
| d- 12 500 g | h- $1,25 \times 10^4$ g |

2- Expresar con el número correcto de cifras significativas los resultados de las siguientes operaciones:

- | | |
|--|---|
| a- $21,2 \text{ m} + 1,4747 \text{ m} + 0,248 \text{ m} =$ | c- $6,42 \text{ m} \times 17,017 \text{ m} =$ |
| b- $1,20 \text{ kg} - 0,227 \text{ kg} =$ | d- $4,527 \div 0,722 =$ |

Recordar que:

en la *suma* y en la *resta* el número de decimales del resultado debe coincidir con el menor número de decimales de los datos,

en la *multiplicación* y en la *división* el número de cifras significativas del resultado debe coincidir con el número menor de cifras significativas de los datos.

3- Realizar las siguientes conversiones de unidades, empleando el método del factor unitario:

- | | |
|--|---|
| a- 250 mL a L | f- 0,905 kg a mg |
| b- 0,307 mg a g | g- 28,3 g a kg |
| c- 822 dm^3 a L | h- 0,0123 g a mg |
| d- $0,667 \text{ m}^3$ a cm^3 | i- $11,3 \text{ g/cm}^3$ a kg/m^3 |
| e- 250 mL a cm^3 | j- $2,698 \text{ kg/m}^3$ a g/cm^3 |

- 4- A cuántos mm y cm equivale 1 Armstrong? (Recordar que $1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$)
- 5- El radio de un átomo de fósforo es de $1,10 \text{ \AA}$. Cuál es la distancia expresada en centímetros y nanómetros.
- 6- Cuántos centímetros cúbicos (cm^3) hay en $4,17 \times 10^5$ decímetros cúbicos (dm^3).
- 7- Expresar en notación científica y con el número correcto de cifras significativas las siguientes magnitudes:
- a- la altura del Aconcagua es aproximadamente 7 000 m.
 - b- la circunferencia de la Tierra es aproximadamente 40 000 km.
 - c- el sonido tiene una velocidad de alrededor de 400 m/s.
 - d- a la temperatura de 0°C la velocidad del sonido es 33 136 cm/s.
 - e- el radio de la órbita más interna del átomo de hidrógeno es de $0,529 \text{ \AA}$. Expresar la medida en Å y en cm.
 - f- el radio de un núcleo es 0,000000000005 cm.
 - g- una solución acuosa tiene una concentración de iones hidrógeno igual a 0,0000001 moles/L.
 - h- una solución acuosa de cloruro de sodio tiene una presión de vapor de 0,025 atmósferas.
- 8- Expresar utilizando notación científica las siguientes cantidades en términos de las unidades del sistema internacional (SI):
- a- 0,0004 mg
 - b- 3 200 horas
 - c- $0,25 \text{ cm}^3$
 - d- 85 mm
- 9- Expresar en temperatura absoluta (Kelvin: K).
- a- la temperatura de fusión del agua: 0°C
 - b- la temperatura de ebullición del agua: 100°C
 - c- la temperatura de fusión del plomo: 327°C
 - d- la temperatura de fusión del hierro: 1536°C
 - e- la temperatura de fusión del etanol: -112°C
 - f- la temperatura de ebullición del metano: -161°C
- 10- Expresar en grados Celsius ($^\circ\text{C}$).
- a- la temperatura de ebullición de la glicerina: 563 K
 - b- la temperatura de fusión de la naftalina: 353 K
 - c- la temperatura de ebullición del oxígeno: 90 K
 - d- la temperatura ambiente: 298 K
 - e- la temperatura de fusión del cloruro de sodio: 1081 K
- 11- Resolver:
- a- a cuántos joules equivalen 452 calorías?
 - b- a cuántas Kcal equivalen 10^7 joules?
 - c- a cuántas Kcal equivalen 10 000 000 joules?
- 12- Expresar utilizando notación científica las siguientes presiones en Pascales (Pa) y en milímetros de mercurio (mm Hg).
- a- 0,25 atm
 - d- 1,2 atm

b- $9,9 \times 10^5$ barias

c- 750 mm Hg

e- $2,5 \times 10^{-2}$ N/m²

f- 695 mm Hg

13- Utilizando la cantidad correcta de cifras significativas, calcular la masa fórmula del:

a- BaCl₂

b- KF

14- La velocidad de la luz en el vacío es 29 979 300 000 cm/s. Cómo deberá escribirse este valor, en notación científica, para expresar en forma inconfundible que tiene 7 cifras significativas?

QUÍMICA I - Introducción

QUÍMICA I - Introducción

Tablas de Unidades

Unidades básicas del SI		
Magnitud básica	Unidad básica del SI	
	Nombre	Símbolo
Longitud	Metro	m
Masa	Kilogramo	kg
Tiempo	Segundo	s
Corriente eléctrica	Ampere	A
Temperatura	Kelvin	K
Cantidad de sustancia	Mol	mol
Intensidad luminosa	Candela	cd

Unidades derivadas del SI				
Cantidad	Nombre	Símbolo	Expresión en términos de las unidades básicas	Expresión en términos de otras unidades
Angulo plano	Radián	rad	m/m	
Frecuencia	Hertz	Hz	s ⁻¹	
Fuerza	Newton	N	kg.m/s ²	J/m
Presión	Pascal	Pa	kg/m	N/m ²
Energía: trabajo	Joule	J	kg.m ² /s ²	N/m
Potencia	Watt	W	kg.m ² /s ³	J/s
Carga eléctrica	Coulomb	C	A.s	
Potencial eléctrico (fem)	Volt	V	kg.m ² /A.s ³	W/A
Capacitancia	Faradio	F	A ² .s ⁴ /kg.m ²	C/V
Resistencia eléctrica	Ohm	Ω	kg.m ² /A.s ³	V/A
Flujo magnético	Weber	Wb	kg.m ² /A.s ²	V.s
Intensidad campo magnético	Tesla	T	kg/A.s ²	Wb/m ²
Inductancia	Henry	H	kg.m ² /A ² .s ³	Wb/A

Constantes importantes		
Unidad de masa atómica	U	1,6605402 x 10 ⁻²⁷ kg
Número de Avogadro	N _A	6,0221367 x 10 ²³ mol ⁻¹
Constante de Boltzmann	k = R/N _A	1,380658 x 10 ⁻²³ J/K
Constante de Faraday	F = N _A . e	9,6485309 x 10 ⁴ C/mol
Constante de los gases	R	8,314510 J/mol K
Constante de Planck	H	8,2 · 10 ⁻² atm L/K mol 6,6260755 x 10 ⁻³⁴ J s
Velocidad de la luz en el vacío	C	2,99792458 x 10 ⁸ m/s
Carga elemental	E	1,60217733 x 10 ⁻¹⁹ C
Masa del electrón en reposo	m _e	9,1093897 x 10 ⁻³¹ kg 5,48579903 x 10 ⁻⁴ u
Masa del protón en reposo	m _p	1,6726231 x 10 ⁻²⁷ kg 1,007276470 u
Masa del neutrón en reposo	m _n	1,6749286 x 10 ⁻²⁷ kg 1,008664904 u

Tablas de equivalencias

kilómetros: km	metros: m	centímetros: cm	milímetros: mm	micrómetros: μm	nanómetros: nm	picómetros: pm
1	$1 \cdot 10^3$	$1 \cdot 10^5$	$1 \cdot 10^6$	$1 \cdot 10^9$	$1 \cdot 10^{12}$	$1 \cdot 10^{15}$
$1 \cdot 10^{-3}$	1	$1 \cdot 10^2$	$1 \cdot 10^3$	$1 \cdot 10^6$	$1 \cdot 10^9$	$1 \cdot 10^{12}$
$1 \cdot 10^{-5}$	$1 \cdot 10^{-2}$	1	$1 \cdot 10^1$	$1 \cdot 10^4$	$1 \cdot 10^7$	$1 \cdot 10^{10}$
$1 \cdot 10^{-6}$	$1 \cdot 10^{-3}$	$1 \cdot 10^{-1}$	1	$1 \cdot 10^3$	$1 \cdot 10^6$	$1 \cdot 10^9$
$1 \cdot 10^{-9}$	$1 \cdot 10^{-6}$	$1 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-3}$	1	$1 \cdot 10^3$	$1 \cdot 10^6$
$1 \cdot 10^{-12}$	$1 \cdot 10^{-9}$	$1 \cdot 10^{-7}$	$1 \cdot 10^{-6}$	$1 \cdot 10^{-3}$	1	$1 \cdot 10^3$
$1 \cdot 10^{-15}$	$1 \cdot 10^{-12}$	$1 \cdot 10^{-10}$	$1 \cdot 10^{-9}$	$1 \cdot 10^{-6}$	$1 \cdot 10^{-3}$	1

kilómetros cuadrados: km^2	metros cuadrados: m^2	centímetros cuadrados: cm^2	milímetros cuadrados: mm^2
1	$1 \cdot 10^6$	$1 \cdot 10^{10}$	$1 \cdot 10^{12}$
$1 \cdot 10^{-6}$	1	$1 \cdot 10^4$	$1 \cdot 10^6$
$1 \cdot 10^{-10}$	$1 \cdot 10^{-4}$	1	$1 \cdot 10^2$
$1 \cdot 10^{-12}$	$1 \cdot 10^{-6}$	$1 \cdot 10^{-2}$	1

metros cúbicos: m^3	litros: 1 L = 1 dm^3	centímetros cúbicos: cm^3	milímetros cúbicos: mm^3
1	$1 \cdot 10^3$	$1 \cdot 10^6$	$1 \cdot 10^9$
$1 \cdot 10^{-3}$	1	$1 \cdot 10^3$	$1 \cdot 10^6$
$1 \cdot 10^{-6}$	$1 \cdot 10^{-3}$	1	$1 \cdot 10^3$
$1 \cdot 10^{-9}$	$1 \cdot 10^{-6}$	$1 \cdot 10^{-3}$	1

joule: J	calorías (gm): cal	litros – atmósferas: L . atm	watt horas: W . h
1	0,239006	$8,6927 \cdot 10^{-4}$	$2,77778 \cdot 10^{-4}$
4,18400	1	$4,1293 \cdot 10^{-4}$	$1,16222 \cdot 10^{-3}$
101,325	24,2172	1	$2,81458 \cdot 10^{-2}$
3600,00	860,421	35,5293	1

kilómetros por hora: km/h	metros por segundo: m/s	centímetros por segundo: cm/s
1	0,27777	27,78
3,600	1	100,0
$3,600 \cdot 10^{-2}$	$1,000 \cdot 10^{-2}$	1

atmósferas atm	kilogramos/c m^2 kg/cm^2	bar	kilopascal kPa	milímetro de Hg; Toricelli 0° mmHg; torr	metros de agua $\text{m H}_2\text{O}$ (4°C)	pulgadas de Hg (0°C)	libras/pulgada as^2 lb/pulg^2
1	1,03323	1,01325	101,325	760,000	10,3323	29,9213	14,6960
0,967841	1	0,980662	98,0662	735,559	10,0000	28,9590	14,223343
0,986923	1,019716	1	100,000	750,062	10,19716	29,5300	14,5038
$9,869 \cdot 10^{-3}$	$1,0197 \cdot 10^{-2}$	$1,0000 \cdot 10^{-2}$	1	7,5006	0,10197	0,2953	0,1450
$9,869 \cdot 10^{-4}$	$1,0197 \cdot 10^{-3}$	$1,000 \cdot 10^{-3}$	0,1000	0,7501	$1,020 \cdot 10^{-2}$	$2,953 \cdot 10^{-2}$	$1,450 \cdot 10^{-2}$
$1,3158 \cdot 10^{-3}$	$1,3595 \cdot 10^{-3}$	$1,33322 \cdot 10^{-3}$	0,133322	1	$1,3595 \cdot 10^{-2}$	$3,93698 \cdot 10^{-2}$	$1,9337 \cdot 10^{-2}$
$9,67839 \cdot 10^{-2}$	0,1000	$9,869 \cdot 10^{-5}$	$9,869 \cdot 10^{-3}$	73,55574	1	2,89590	1,4223
$3,34211 \cdot 10^{-2}$	$3,43532 \cdot 10^{-2}$	$3,38639 \cdot 10^{-2}$	3,38639	25,4000	0,3453	1	0,49155
$6,80460 \cdot 10^{-2}$	$7,03070 \cdot 10^{-2}$	$6,89476 \cdot 10^{-2}$	6,89476	51,7149	7,03089	2,03602	1

Bibliografía

CERVELLINI, M.I.; GONZALEZ QUINTANA, J.A.; HEPPEL, E.N.; HEVIA, G.G.; RONCHI, A.L.; SCOLES, G.E.; URIOSTE, A.M.; VICENTE, N.M.; ZAMBRUNO, M.A. 2008. **Química**. Ed. UNLPam.

ANGELINI, M. et al. 1995. **Temas de Química General**. Ed. Eudeba.

ATKINS, P.W. 1992. **Química General**. Ed. Omega.

BROWN, T.; LE MAY, H.; BURSTEN, B. 2004. **Química. La ciencia central**. Ed. Pearson Educación.

CHANG, R. 1997. **Química**. Ed. McGraw Hill.

TEDESCO, P. Dir. Ejecutivo Proyecto Cooperativo CIN. 1999. **Introducción a la Química**. Ed. Universidad Nacional de La Plata.

WHITTEN, K.; GAILEY, K.; DAVIS, R. 1994. **Química General**. Ed. McGraw Hill.

QUÍMICA I - Introducción