



unc



FCEFYN

FACULTAD DE CIENCIAS EXACTAS, FÍSICAS Y NATURALES

CINEU

GUÍA DE **QUÍMICA**





unc



FCEFyN

FACULTAD DE CIENCIAS EXACTAS, FÍSICAS Y NATURALES

AUTORIDADES

DECANA

Dra. Ing. Magalí Carro Pérez

VICEDECANO

Dr. Ing. Jorge Finochietto

SECRETARIO GENERAL

Mg. Ing. Miguel Ruiz Caturelli

SECRETARIO ACADÉMICO

Dr. Ing. Daniel Glatstein

PROSECRETARIA PLANIFICACIÓN ACADÉMICA

Dra. Lic. Daniela Bordón

SECRETARIO DE ASUNTOS ESTUDIANTILES

Santiago Acuña

PROSECRETARIA DE ASUNTOS ESTUDIANTILES

Antonella Fedelle

COORDINADORA DEL CINEU

Dra. Ing. Claudia Egea

COORDINADORES DE LA MATERIA

Dra. Lic. Romina Comín y Mg. Ing. Osvaldo Natali

PROGRAMA

CONTENIDOS TEMÁTICOS

Unidad I- Introducción a la Química

Elementos. Componentes de un átomo. Número atómico. Número másico. Isótopos. Moléculas. Atomicidad. Iones. Masa de los átomos. Número de Avogadro. Mol. Masas molares. Conversiones mol-gramo.

Unidad II- Nomenclatura Química

Fórmulas químicas. Números de oxidación. Formación de compuestos binarios y ternarios. Nombres de los compuestos: nomenclatura química y reglas de nomenclatura.

Unidad III- Estequiometría

Escritura y balance de las reacciones químicas. Relaciones estequiométricas en las reacciones. Reactivo limitante, rendimiento teórico y pureza de reactivos.

ÍNDICE

UNIDAD I

Introducción a la Química: Elementos. Componentes de un átomo. Número atómico. Número másico. Isótopos. Moléculas. Atomicidad. Iones. Masa de los átomos. Número de Avogadro. Mol. Masas molares. Conversiones mol-gramo.

¿QUÉ ES LA QUÍMICA?

La química es la ciencia que describe la materia, sus propiedades físicas y químicas, los cambios que experimenta y las variaciones de energía que acompañan a dichos procesos de cambio.

Notó la extraordinaria amplitud de esta definición: la materia incluye todo lo intangible y lo tangible, desde el cuerpo humano, y las cosas cotidianas, hasta los grandes objetos del universo. La química se apoya en los fundamentos matemáticos y físicos, y por ser una disciplina experimental, en ella se hace uso tanto de la teoría como de la observación y trabajo en laboratorio, complementándose y retroalimentándose entre sí los principios y los hechos.

La química como ciencia no es muy antigua, pudiéndose fijar sus comienzos alrededor del año 1800. Por esta época aparecieron las primeras teorías confirmadas experimentalmente. En el siglo XIX recién se desarrollaron los fundamentos que permitieron realizar aplicaciones industriales. En la primera mitad del siglo XX, químicos y físicos, trabajando juntos, establecieron la estructura de la materia a nivel submicroscópico.

Durante las 24 horas del día, cada uno de nosotros está relacionado, en una u otra forma, con la química. El cuerpo humano es un ejemplo de gran actividad química, e incluso el pensamiento está relacionado con la energía química.

Dentro del amplio objeto de estudio de la Química, en esta unidad estudiaremos de qué están hechas las sustancias y las moléculas.

ÁTOMOS Y MOLÉCULAS, ELEMENTOS Y SISTEMA PERIÓDICO

Los átomos son las unidades más pequeñas que forman parte de una sustancia mientras que las moléculas están constituidas por átomos y representan las unidades funcionales de esa sustancia. En la próxima unidad se verán más en detalle la formación de moléculas.

Un elemento, es una sustancia que no se puede separar en sustancias más simples por métodos químicos. Ejemplos de éstos son: plata (Ag), aluminio (Al), cobre (Cu), oro (Au) y azufre (S). Un elemento químico es un tipo de materia constituida por átomos de la misma clase. Se deben

aprender los nombres y símbolos para los elementos. Más adelante se ampliará sobre el tema de los elementos químicos.

Hasta la fecha se han identificado 118 elementos, de los cuales 83 se encuentran en forma natural en la Tierra. Los demás han sido producidos de modo artificial por científicos mediante reacciones nucleares. Los elementos se representan mediante símbolos que son combinaciones de letras. La primera letra del símbolo de un elemento es **siempre** mayúscula, pero la segunda y la tercera, si las hubiere, son siempre minúsculas. Es muy importante que al escribir y analizar fórmulas químicas se respete eso para evitar confusiones, ya que, por ejemplo, Co es el símbolo del elemento cobalto, mientras que CO es la fórmula de la molécula monóxido de carbono. Los símbolos de algunos elementos derivan de sus nombres en latín y se han propuesto símbolos especiales de tres letras para los elementos sintetizados en fechas más recientes. Los símbolos de los elementos figuran en tablas y se **deben memorizar antes** de comenzar un curso de química, a fin de que hablemos en el mismo idioma.

Cuando los químicos comenzaron a observar que muchos elementos presentaban grandes similitudes entre sí, demostraron la regularidad en el comportamiento de las propiedades físicas y químicas de los mismos. De este modo se desarrolló la **Tabla Periódica**: una disposición tabular de los elementos que permite organizarlos según sus propiedades. De la tabla periódica por el momento, sólo nos interesan tres aspectos:

- Las filas horizontales, que se conocen como **períodos**. La tabla periódica se organiza en 7 períodos.
- Las columnas verticales, que se conocen como **grupos**. Los grupos se numeran de 1 a 18, empezando por la izquierda. Los elementos de los grupos de los extremos izquierdo y derecho, se denominan elementos representativos o principales. Los elementos del centro (grupos 3 a 12), se llaman elementos de transición. Ciertos grupos reciben nombres especiales: los elementos del grupo 1 se llaman metales alcalinos, los del grupo 2 metales alcalinotérreos, los del grupo 17 se llaman halógenos y los del grupo 18, gases raros o nobles.
- Los elementos de un mismo grupo presentan reacciones químicas muy parecidas. Por ejemplo, tanto el sodio (Na) como el potasio (K), del grupo 1, reaccionan violentamente con el agua para producir hidrógeno gaseoso:



METALES, NO METALES Y METALOIDES

Los elementos se pueden dividir en tres categorías: metales, no metales y metaloides. Un **metal** es un buen conductor del calor y la electricidad. Con excepción del mercurio (que es líquido), todos los metales son sólidos a temperatura ambiente. Un **no metal** suele ser un mal conductor del calor y la electricidad y tiene propiedades físicas más variadas que los metales.

En la Tabla Periódica (Figura 4.1) la división de los elementos en metales y no metales, significa un principio de ordenamiento. Como una primera aproximación, podemos decir que los elementos **no metálicos** están separados de los **metálicos** por una línea más gruesa escalonada, que va de la parte superior izquierda hasta la inferior derecha (en la mayoría de las tablas). Así, los no metales quedan en el extremo derecho las mismas, excepto el hidrógeno que está ubicado en el extremo superior izquierdo.

Figura 4.1: Tabla periódica

La mayoría de los elementos conocidos son metales, sólo 17 son no metales y 8 son metaloides. Los metaloides se encuentran ubicados en la zona adyacente a la línea de separación entre metales y no metales y éstos son: B, Si, Ge, As, Sb, Te, Po y At.

LA DISCONTINUIDAD DE LA MATERIA ÁTOMOS, MOLÉCULAS, IONES

Mecánicamente (por corte, trituración o pulverización) cualquier cuerpo puede ser dividido en trozos de menor tamaño. Esta observación, cuando la subdivisión continúa, determina que todo cuerpo sea imaginado como un conjunto de partículas separadas entre sí. Estas partículas, ya no fragmentables, dada su pequeñez, no serían visibles ni siquiera con el microscopio.

Aceptar la discontinuidad de la materia exige:

- Suponer que todos los sistemas materiales están formados por partículas aisladas.
- Establecer las características de esas partículas.
- Interpretar las propiedades de la materia mediante esas características.

Toda teoría científica recurre a **modelos estructurales**, esquemas que representan más o menos completamente la realidad. Pero un modelo no es la reproducción en menor escala de la realidad, sino una estructura imaginada. Cuando un modelo deja de ser conveniente, se lo reforma o se lo sustituye. Este cambio de modelo no modifica la naturaleza, pero mejora su comprensión.

La teoría atómico-molecular clásica, expuesta por Dalton en 1803, fue la primera en explicar con bases científicas el comportamiento de la materia. Según Dalton, todos los sistemas materiales están constituidos por partículas separadas entre sí, suficientemente pequeñas como para ser invisibles al microscopio óptico. Si bien algunas hipótesis de esta teoría tuvieron que ser descartadas a medida que los químicos aprendieron más sobre la naturaleza de la materia, lo esencial ha persistido en el tiempo.

Tres de los postulados de esta teoría son:

1. **Un elemento está constituido por partículas muy pequeñas llamadas átomos.** Todos los átomos de un mismo elemento tienen las mismas propiedades. Estos átomos son demasiado pequeños como para poder verlos o pesarlos. Todos los átomos de un mismo elemento se comportan químicamente de la misma manera.
2. **Los átomos de distintos elementos tienen distintas propiedades. En una reacción química común, ningún átomo de ningún elemento desaparece o cambia para dar otro átomo u otro elemento.** El comportamiento químico de los átomos de oxígeno es diferente del de los de hidrógeno o del de cualquier otro átomo. Cuando reaccionan hidrógeno y oxígeno, todos los átomos que han reaccionado están presentes en el agua que se ha formado, sin que se formen átomos de otros elementos.

3. Cuando se combinan átomos de dos o más elementos, se forman compuestos, siendo constante y definido el número relativo de átomos de cada clase. En general, estos números relativos se pueden expresar como números enteros o como fracciones simples. En el compuesto agua, los átomos de oxígeno e hidrógeno se combinan entre sí.

Por cada átomo de oxígeno presente hay siempre dos átomos de hidrógeno.

La teoría atómica de Dalton explica dos de las leyes básicas de la química:

- a) **Ley de la conservación de la masa:** esta ley fue propuesta por Lavoisier en 1789. En lenguaje actual establece que *en una reacción química ordinaria no hay cambio detectable de la masa*. Si en una reacción se conservan los átomos (postulado 2), también se debe conservar la masa.
- b) **Ley de la composición constante o definida:** dice que *un compuesto siempre contiene los mismos elementos en las mismas proporciones*. Si la relación entre el número de átomos de los elementos que forman un compuesto es fija (postulado 3), sus relaciones de masa también deben ser constantes.

El tercer postulado de la teoría atómica es, en muchos aspectos, el más importante. Entre otras cosas, condujo a Dalton a formular la **ley de las proporciones múltiples**. Esta ley se aplica en el caso de que dos elementos formen más de un compuesto. Dice que, en estos compuestos, *las masas de un elemento que se combinan con una masa constante de un segundo elemento están en una relación de números enteros* (por ejemplo 2:1). Los argumentos de Dalton para derivar la ley de proporciones múltiples fueron los siguientes: Supongamos que los elementos C y O forman dos tipos de compuestos. En uno de ellos (CO), el átomo C se combina con un átomo de O. En el segundo compuesto (CO₂), lo hace con dos átomos de O. Esto implicaría que la masa de O que se combina con una cantidad fija de C (digamos un gramo) debe ser doble en el segundo compuesto que en el primero o, en otras palabras, la relación entre las masas de O, por gramo de C, cuando se comparan los dos compuestos es 2:1.

Una de las mayores insuficiencias del modelo de Dalton se encontraba en la **indivisibilidad** de los átomos que postulaba. Con el avance de la ciencia, nuevos modelos fueron modificando esta hipótesis, sin embargo, sigue siendo cierto que un átomo conserva sus propiedades mientras mantiene su integridad, por lo tanto, no tiene significado real referirse a **fracciones de átomos**.

COMPONENTES DE UN ÁTOMO

Como cualquier teoría científica, la teoría atómica de Dalton dejaba sin contestar más preguntas que las que resolvía. Los científicos se preguntaron si los átomos, siendo tan pequeños, se podrían descomponer en otras partículas. Casi pasaron cien años antes de que se pudiese confirmar experimentalmente la existencia de partículas subatómicas.

ELECTRONES

La primera evidencia de la existencia de partículas subatómicas surgió a partir del estudio de la conducción de la electricidad en gases a bajas presiones. Mediante una serie de experimentos, Thomson en 1897 y Millikan en 1909, encontraron que cada átomo contiene un determinado número de electrones (e^-), el cual oscila entre 1 y alrededor de 100, y es igual al número de protones (p^+) que ese elemento tenga en el núcleo de un átomo neutro. En el **modelo atómico de Thomson** (1904), los electrones eran pequeñas partículas con carga negativa distribuidas uniformemente en una nube de carga positiva, razón por la cual se lo conoce como **"modelo del budín de pasas"**.

Un modelo más reciente, el de Rutherford, demostró que en realidad la carga positiva del átomo se encontraba en una zona central (núcleo atómico), mientras que los electrones se distribuían en las regiones exteriores del átomo, formando como una nube de partículas cargadas negativamente alrededor del núcleo.

PROTONES Y NEUTRONES. EL NÚCLEO ATÓMICO

En el año 1911, Rutherford y colaboradores demostraron mediante una serie de experimentos que en todos los átomos hay un núcleo central que:

- Tiene una carga positiva de la misma magnitud que la carga negativa que poseen los electrones fuera del núcleo.
- Tiene el 99,9 % de la masa total del átomo.
- Tiene un diámetro de sólo el 0,01 % del que tiene el propio átomo. Si se pudiese ampliar un átomo para que ocupase el tamaño de esta página, el núcleo apenas sería visible como un pequeño punto del tamaño de la décima parte del punto que aparece al final de este párrafo.

Desde la época de Rutherford, se ha aprendido mucho sobre las propiedades del núcleo. Para nuestros fines, en el CINEU, supondremos que el núcleo de un átomo consta de dos clases de partículas:

- a) El **protón (p^+)**, cuya masa es aproximadamente igual a la del átomo más liviano, el hidrógeno. Con esta base asignamos al protón el 1 como número másico y una masa de 1 uma (unidad de masa atómica). La carga del protón es una unidad positiva (+1), igual en magnitud a la del electrón (-1) pero con signo opuesto.
- b) El **neutrón (n^0)**, que es una partícula sin carga y de igual masa que el protón. El número másico del neutrón es, como el del protón, igual a 1, su masa es de 1 uma.

ELEMENTOS

Un elemento es una especie con características físicas y químicas únicas, y por lo tanto no puede ser descompuesto en sustancias más simples sin perder sus propiedades. En la química clásica, de la cual nos ocuparemos en este curso, una barra de hierro o una tonelada de carbono en estado grafito conservan sus propiedades a medida que se reduce su tamaño, hasta llegar a la unidad de un átomo de hierro o carbono, respectivamente. De esta manera, los elementos suelen identificarse mediante tres identidades, el SÍMBOLO, el NÚMERO ATÓMICO y el NÚMERO MÁSICO.

SÍMBOLO

Solamente hay átomos de elementos y para representar el átomo de cada elemento se utilizan los símbolos. El símbolo, se escribe con una letra mayúscula (de imprenta), agregando, cuando sea necesario, una segunda letra, minúscula. El símbolo proviene en la mayoría de los casos de la primera y segunda letra de su nombre en latín, como por ejemplo Ag: plata (argentum), K: potasio (kalium), etc.

Los últimos elementos descubiertos llevan nombres en honor a científicos o a lugares geográficos. Así, el fermio (Fm) proviene del nombre del físico italiano Enrico Fermi, el einstenio (Es) de Albert Einstein, el californio (Cf) de California, etc. Obsérvese que la segunda letra se escribe siempre en minúscula (cursiva o de imprenta) y la primera letra se debe escribir en mayúscula (de imprenta). Los símbolos tienen validez internacional, independientemente del idioma.

NÚMERO ATÓMICO

Todos los átomos de un mismo elemento tienen el mismo número de protones en su núcleo. Este número es una propiedad básica del elemento, se llama número atómico y se denomina con la letra Z.

$$Z = \text{número atómico} = \text{número de protones}$$

En un átomo neutro, el número de protones que hay en el núcleo es igual al de electrones que hay fuera del núcleo.

El número atómico aumenta gradualmente a medida que nos movemos a lo largo del sistema periódico. De hecho, la posición de un elemento en la tabla periódica está fijada por su número atómico.

Átomos	Protones (p ⁺)	Electrones (e ⁻)	Número atómico (Z)
Átomo de H	1	1	1
Átomo de He	2	2	2
Átomo de U	92	92	92

NÚMERO MÁSCO. ISÓTOPOS

De la misma manera que a los protones y a los neutrones se les asignó un número másico, se puede hacer con los átomos. Recordemos que tanto un protón como un neutrón, tienen número másico 1. El número másico de un átomo se obtiene sumando el número de neutrones y protones que tiene su núcleo, y se representa mediante la letra A:

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

Para un átomo con 17 protones y 20 neutrones en el núcleo:

$$A = \text{número másico} = 17 + 20 = 37$$

Como hemos visto, todos los átomos de un elemento tienen el mismo número atómico (número de protones). Sin embargo, pueden tener una masa diferente y, por tanto, diferir en su número másico. Esto es debido a que, el número de protones que hay en el núcleo de un cierto elemento es siempre el mismo pero el número de neutrones puede variar. Los átomos que tienen el mismo número de protones, pero diferente número de neutrones, se llaman isótopos. Por ejemplo, entre los varios isótopos del uranio (U) están los siguientes:

Isótopo	Número atómico	Número másico	Número de protones	Número de neutrones
Uranio 235	92	235	92	143
Uranio 238	92	238	92	146

La composición de un núcleo se indica por su símbolo nuclear. El número atómico aparece como un subíndice en la parte inferior izquierda del símbolo del elemento, y el número másico como un superíndice en la parte superior derecha. Los símbolos de los isótopos de uranio descriptos son:



Ejercicio N° 1:

El radón 222 es uno de los principales responsables de la radioactividad del aire. Escriba el símbolo nuclear de este isótopo del Rn.

Ejercicio N° 2:

Uno de los isótopos del hierro se puede representar por ${}_{26}\text{Fe}^{57}$ o por Fe-57 pero no por ${}_{26}\text{Fe}$. Explíquelo.

Ejercicio N° 3:

Un isótopo del yodo usado en enfermedades de la glándula tiroides es el I131 o ${}_{53}\text{I}^{131}$. Diga cuántos:

- a) protones hay en su núcleo
- b) neutrones hay en su núcleo
- c) electrones hay en un átomo de I
- d) neutrones, protones y electrones hay en un ion I^- , obtenido a partir de este isótopo.

MOLÉCULAS

Los átomos raramente se presentan en la naturaleza en forma aislada, ya que la mayoría son demasiado reactivos. Los átomos tienden a combinarse unos con otros de distintas maneras, por lo que las unidades estructurales de la mayoría de los elementos y de todos los compuestos son más complejas que las de los simples átomos. Toda sustancia que esté formada por más de dos átomos, simple o compuesta, está constituida ya sea por moléculas o por compuestos iónicos. Las moléculas son definidas de dos maneras distintas:

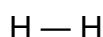
De acuerdo a las propiedades: una **molécula es la menor porción aislable de una sustancia.**

Desde un punto de vista estructural: una **molécula está constituida por una agrupación de átomos unidos mediante enlace covalente, según una relación numérica constante y entera.**

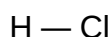
Se sabe que una molécula conserva sus propiedades mientras mantiene su integridad, por lo tanto, no tiene significado real referirse a media molécula.

La división de una molécula, modificando la agrupación atómica que la caracteriza, provoca la desaparición de la sustancia considerada. Por lo tanto, **no existen fracciones de moléculas de una sustancia específica.**

La unidad estructural básica de la mayoría de las sustancias gaseosas y volátiles es la molécula. Cuando a la molécula la componen dos o más átomos, éstos se encuentran unidos por fuerzas llamadas **enlaces covalentes**. Muchas sustancias constan de moléculas diatómicas. La molécula de hidrógeno (H_2), tiene una estructura que se suele indicar como:



donde la línea se usa para representar el enlace covalente que une ambos átomos de hidrógeno. La molécula de cloruro de hidrógeno (HCl), un compuesto gaseoso, también es una molécula diatómica y su estructura es:



Más simple es utilizar la **fórmula molecular**, en la que el número de átomos de cada clase se indica por un subíndice al lado del elemento. Las fórmulas moleculares de las dos sustancias anteriores son:

Hidrógeno: H_2 (2 átomos de hidrógeno por molécula)

Cloruro de hidrógeno: HCl (1 átomo de H y 1 átomo de Cl por molécula)

(Cuando sólo hay un átomo de cada clase, **no se coloca** el subíndice 1)

La mayoría de las sustancias moleculares están formadas por moléculas más complejas que las citadas. Por ejemplo, la molécula de agua (H_2O) consta de un átomo de oxígeno central unido a dos átomos de hidrógeno. En la molécula de amoníaco (NH_3), el nitrógeno central está unido a tres átomos de hidrógeno. El metano (CH_4), componente principal del gas natural, tiene como unidad estructural una molécula en la que hay un átomo de carbono central unido a cuatro átomos de hidrógeno.

SUSTANCIAS, COMPUESTOS Y MEZCLAS

Una sustancia es cualquier tipo de materia cuyas muestras tienen composición idéntica, y en condiciones iguales, propiedades idénticas. Puede estar formada por un mismo elemento o por dos o más elementos diferentes combinados en una proporción constante.

Las sustancias difieren entre sí por su composición y se pueden identificar por su aspecto, olor, sabor y otras propiedades. Hasta la fecha el número de sustancias conocidas supera los cinco

millones y todos los días se descubren o se sintetizan nuevas. Algunos ejemplos son: agua, azúcar (sacarosa), oxígeno, oro, hidrógeno, sal de cocina (cloruro de sodio), ácido sulfúrico.

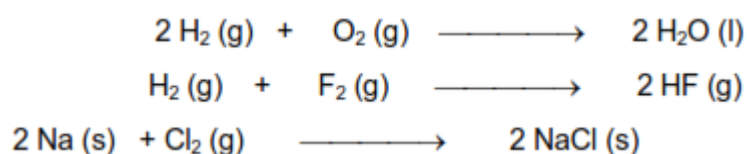
Las sustancias pueden ser simples o compuestas:

Una **sustancia simple** es aquella que está formada por átomos del mismo elemento.

- Por ejemplo: Na, Ca, H₂, O₂, Cl₂, C, He, Ne. Puede observarse que, en el caso de sustancias monoatómicas, el término sustancia simple es equivalente al de elemento.

Ejemplo: Na, Ca, Pb, Ag, He.

- Una **sustancia compuesta o compuesto químico** está formada por átomos de distintos elementos unidos químicamente en proporciones definidas. Por ejemplo: H₂O, HF, BaCl₂, H₂SO₄. Estas generalmente se forman cuando reaccionan entre sí dos o más sustancias simples. Por ejemplo:



Las sustancias compuestas tienen propiedades muy diferentes de aquellas que presentan las sustancias simples a partir de las cuales se formaron. En el ejemplo anterior, el agua líquida se forma a partir de la combustión del hidrógeno (gas) y oxígeno (gas). En cualquier unidad de agua hay dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno. Esta proporción no cambia, independientemente de que el agua se encuentre en la Tierra o en Marte, o si ésta se encuentra en estado sólido, líquido o gaseoso. Sigue siendo agua.

ATOMICIDAD

Se define como atomicidad de una sustancia a la cantidad de átomos que la integran, cualesquiera sean éstos.

De acuerdo a la atomicidad, encontramos sustancias:

- **Monoatómicas**: integradas por átomos iguales.

Ejemplo de sustancias monoatómicas: los metales, He, Ne, Ar, etc.

Generalizando: **A**

Forman sustancias monoatómicas todos los gases nobles. No existen sustancias compuestas monoatómicas por razones obvias.

- **Diatómicas o biatómicas**: integradas por dos átomos, del mismo (sustancias simples) o de diferentes elementos (sustancias compuestas).

Ejemplo de sustancias simples diatómicas: H_2 , N_2 , O_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2

Generalizando: **B_2**

Ejemplo de sustancias compuestas diatómicas: CO , NaF , HCl , etc.

Generalizando: **AB**

- **Triatómicas**: integradas por tres átomos.

Ejemplo de sustancias simples: O_3

Generalizando: **C_3**

Ejemplo de sustancias compuestas triatómicas: H_2O , HClO , etc.

Generalizando: **A_2B** , **ABC**

Nótese que la molécula de H_2O está formada por un átomo de oxígeno y dos átomos de hidrógeno. **No** está formada por un átomo de oxígeno y una molécula de hidrógeno.

- **Tetraatómicas**: integradas por cuatro átomos.

Ejemplo para sustancias simples: P_4

Generalizando: **D_4**

Ejemplo para sustancias tetraatómicas compuestas: BF_3 , etc.

Generalizando: **A_3B**

- **Poliatómicas**: integradas por varios átomos.

Ejemplo para sustancias simples: S_8 , etc.

Generalizando: **X_n**

Ejemplo para sustancias compuestas: H_2SO_4 , H_2CO_3 , etc.

Generalizando: **AB_pC_q**

De acuerdo a la cantidad de átomos que componen a las moléculas, se deducen dos conclusiones:

- No hay sustancias compuestas o compuestos cuyas moléculas sean monoatómicas.
- En las sustancias simples puede haber moléculas de distinta atomicidad.

Ejercicio N° 1:

Indica en cada una de las opciones que se dan a continuación cuántos átomos y cuántas moléculas se encuentran, señalando si éstas son monoatómicas, biatómicas, triatómicas o poliatómicas:

- a) 8 O_2
- d) $\text{Fe}(\text{OH})_2$
- g) BaCl_2

- b) 5 K
- e) 2 HCN
- h) 2 HClO_2

- c) H_2SO_4
- f) Na
- i) 3 O_3

j) 2 CaO

k) 5 P₄

l) 10 H₂O₂

Respuestas:

a) Se encuentran 8 moléculas biatómicas de oxígeno.

Se encuentran 16 átomos de oxígeno

d) Se encuentra una molécula poliatómica.

Se encuentran: 1 átomo de hierro, 2 átomos de oxígeno y 2 átomos de hidrógeno. Hacen un total de 5 átomos.

Ejercicio N°2:

Clasifica las siguientes sustancias según su atomicidad y distingue si son sustancias simples o compuestas:

a) NaH

b) H₂

c) Mg

d) H₂CO₃

e) S₈

f) Cl₂O₇

g) BaO

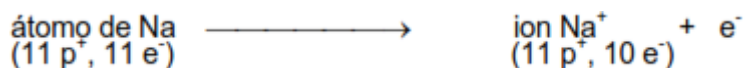
h) H₂S

i) N₂

IONES

Una sustancia puede estar formada por moléculas o por iones. En el caso de una sustancia iónica, los átomos ganan o pierden electrones mientras que el núcleo permanece estable (el núcleo de un átomo no participa en las reacciones químicas ordinarias), de modo tal que los iones positivos (cationes) provenientes de átomos o de moléculas, se unirán por atracción electrostática (enlace iónico) a los iones negativos (aniones) provenientes de átomos o moléculas, para formar una sustancia iónica.

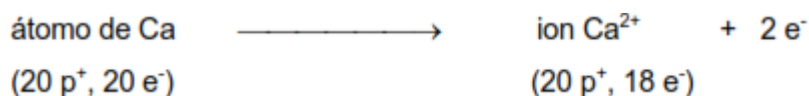
En las reacciones químicas que forman iones, los electrones (cargados negativamente) se ganan o se pierden con facilidad. Cuando un átomo neutro pierde electrones se forma un **catión** (carga positiva). Cuando un átomo gana electrones, se forma un **anión** (carga negativa). Por ejemplo, un átomo de sodio (Na) puede perder con facilidad un electrón para convertirse en un catión, representado por Na⁺ (catión sodio).



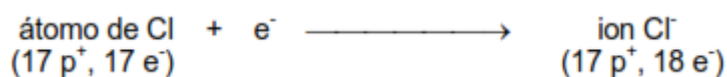
La cantidad de protones y electrones en el átomo y en el ion es:

Átomo de Na	Ion Na ⁺
11 protones	11 protones
11 electrones	10 electrones

Del mismo modo, un átomo de calcio puede perder dos electrones para convertirse en el catión calcio (Ca²⁺)



Por otra parte, un átomo de cloro (Cl) puede ganar un electrón y convertirse en un anión, representado por Cl⁻ (anión cloruro).



Para el cloro, el número de protones y electrones en el átomo y en el anión es:

Átomo de Cl	Ion Cl ⁻
17 protones	17 protones
17 electrones	18 electrones

Un átomo de oxígeno puede aceptar dos electrones para formar el ion óxido (O²⁻)



Debe señalarse que cuando se forma un ion, el número de protones del núcleo **no se altera**, siendo el número de electrones el que aumenta o disminuye. Los iones negativos tienen más electrones que protones, mientras que los positivos tienen menos. La carga del ion se indica por un superíndice en la parte superior derecha. El ion O²⁻ tiene una carga negativa igual a la de dos electrones. El ion Na⁺, tiene una carga positiva igual a la de un protón. El ion O²⁻ con una carga de -2, tiene dos electrones más que el átomo de oxígeno. El ion Na⁺ con una carga +1, tiene un electrón menos que el átomo de sodio.

Desde luego, un átomo puede ganar o perder más de un electrón. Si sólo gana o pierde un electrón, se dice que es **monovalente**, si gana o pierde dos electrones se dice que es divalente, si gana o pierde 3 electrones, se dice que es trivalente. Mientras que, si pierde o gana más de 4 electrones, se habla de **iones polivalentes**.

Ejemplos de iones:

Monovalentes: Na^+ , Cl^-

Divalentes: Mg^{2+} , S^{2-}

Trivalentes: Fe^{3+} , N^{3-}

También un grupo de átomos se pueden unir para formar un ion de carga neta positiva o negativa como OH^- (ion hidróxido), CN^- (ion cianuro), NH_4^+ (ion amonio), NO_3^- (ion nitrato), SO_4^{2-} (ion sulfato) y PO_4^{3-} (ion fosfato).

Los iones que tienen un solo átomo se llaman **iones monoatómicos**, y los que tienen más de un átomo se llaman **iones poliatómicos**

Cuando se unen dos iones de carga opuesta, forman compuestos llamados **iónicos**.

Así, una muestra sólida de cloruro de sodio (NaCl) está formada por igual número de iones Na^+ y Cl^- . En tal compuesto la relación catión-anión es 1:1, de modo que el compuesto es eléctricamente neutro.

Los compuestos formados por la unión de **aniones** y **cationes** se llaman **compuestos iónicos**

Muchos compuestos están formados por iones. Puesto que la materia, en conjunto es eléctricamente neutra, los compuestos iónicos tienen el mismo número de cargas positivas que de cargas negativas. El óxido de calcio (cal), CaO , está formado por el mismo número de iones Ca^{2+} y O^{2-} ya que los dos iones tienen cargas numéricamente iguales y de signo contrario. En este compuesto no existen moléculas, sino una red continua de iones negativos unidos a iones positivos que se denomina **unidad fórmula**.

Si formáramos los compuestos iónicos óxido de sodio (Na_2O) y cloruro de calcio (CaCl_2), nos encontraríamos con que en estos hay un número desigual de cationes y aniones. Para mantener la neutralidad eléctrica, debe haber dos iones Na^+ por cada ion O^{2-} . La situación es similar en el cloruro de calcio, donde son necesarios dos iones Cl^- para equilibrar un ion Ca^{2+} .

La composición de un compuesto iónico se indica mediante su fórmula, en la que el número relativo de cada ion se indica mediante subíndices.

Ejercicio N° 3:

¿Cuál es el número de protones y electrones del ion Sc^{3+} ?

Solución:

Por medio de la Tabla Periódica vemos que el número atómico del Sc es 21. Por tanto, el Sc^{3+} tiene 21 protones y $21 - 3 = 18$ electrones

Ejercicio N° 4:

¿Cuál es el símbolo de un ion que tiene 10 e⁻ y 7 p⁺ ? ¿Cuál el de uno con 10 e⁻ y 12 p⁺?

MASAS DE LOS ÁTOMOS

Como ya hemos indicado, los átomos son demasiado pequeños como para poder verlos, y mucho menos medir su masa mediante técnicas convencionales. Sin embargo, es posible **determinar** la masa relativa de los distintos átomos, es decir, determinar cuánto pesa un átomo en relación a otro, como así también **calcular** la masa absoluta. De esta manera, se pueden encontrar distintas formas de expresar la masa o el peso de un átomo o elemento. Debido a que estas unidades se encuentran relacionadas entre sí, las diferencias entre los distintos conceptos pueden obviarse en este momento del estudio.

En primera instancia debemos recordar que la **masa** y el **peso** si bien son propiedades diferentes, pueden encontrarse de manera indistinta en diversos libros de texto haciendo referencia a la misma magnitud. La **masa** de un cuerpo es una magnitud que depende únicamente de la cantidad de materia de dicho cuerpo y posee unidades de gramo, kilogramo, libra, etc. Por otro lado, el **peso** de un cuerpo es una magnitud que depende de campo gravitacional que soporta, por esta razón dos cuerpos con la misma **masa** tendrán distinto **peso** en la Tierra que en la Luna. El **peso** tiene unidades de Newton, kilogramo fuerza, libra fuerza, etc. Sin embargo, se emplea erróneamente la palabra peso al referirnos a la masa de un cuerpo.

NÚMERO MÁSCO Y MASAS ATÓMICAS.

LA ESCALA DEL CARBONO-12

Como se definió previamente, el número másico se encuentra definido como la suma de protones y neutrones en el núcleo de un átomo. Es un valor adimensional, no cuenta con unidades, y tiene en todos los casos un valor entero, es decir que no tiene sentido físico hablar de una fracción de número másico de un átomo. Este valor es representativo de **cada átomo**, ya que isótopos de un **mismo elemento** pueden tener **distintos números másicos**.

El concepto más cercano al **número másico** es el de masas atómicas o masas atómicas relativas. **La masa atómica de un elemento es un número que nos dice cuánto pesa en promedio, el átomo de un elemento en comparación con el átomo de otro elemento.** Para establecer una escala de masas atómicas es necesario fijar un valor patrón en una de las especies, como ocurre en cualquier sistema de medición.

A lo largo del tiempo se han utilizado distintos tipos de patrones. Inicialmente se utilizó el Hidrógeno como patrón, por ser el elemento más liviano, y luego se utilizó el Oxígeno, por reaccionar con la gran mayoría de los elementos conocidos hasta ese entonces. Finalmente, en 1961 se acordó asignar una masa atómica de **exactamente 12 unidades de masa atómica (uma)**, al

isótopo más abundante del carbono ${}^6\text{C}^{12}$. Las masas atómicas usadas en la actualidad se basan en la escala del carbono 12.

Si establecimos previamente que la masa de un protón y un neutrón eran de 1 uma, sería lógico pensar que el isótopo ${}^8\text{O}^{16}$ pese exactamente 16 uma. Sin embargo, debido a un efecto conocido como el **defecto de masa**, la energía que se libera en la formación de un núcleo atómico se traduce en una pérdida de masa dada por la ecuación ($E = mc^2$). En realidad, el isótopo ${}^8\text{O}^{16}$ pesa 15,9949 uma. Con pocas excepciones, las masas atómicas aumentan con el número atómico del elemento.

Para los fines prácticos de este curso, es indistinto hablar de masas atómicas o pesos atómicos.

MASAS ATÓMICAS ELEMENTALES Y ABUNDANCIA ISOTÓPICA

Como se puede observar en la Tabla Periódica, la masa atómica del elemento carbono es ligeramente superior a 12 uma, para ser exactos, igual a 12,011 uma. Puesto que la masa atómica del ${}^6\text{C}^{12}$ es exactamente 12 uma, se preguntará de dónde salen estos 0,011 uma de más. La explicación es simple. El elemento carbono se presenta en la naturaleza como una mezcla de isótopos. Alrededor del 99 % de todos los átomos de carbono son del tipo de ${}^6\text{C}^{12}$. La presencia de un isótopo natural más pesado pero menos abundante que el ${}^6\text{C}^{12}$ es la razón de que la masa atómica del carbono natural sea ligeramente superior a 12 uma. Esta situación es común a la mayoría de los elementos que existen en la naturaleza. En estos casos, la masa atómica del elemento es un promedio ponderado del peso de estos isótopos. Para calcular la masa atómica debemos saber:

- **Las masas de los isótopos individuales en la escala del carbono-12.** Estas son iguales o muy parecidas a las de los números másicos del isótopo. Por ejemplo, las masas atómicas de los isótopos ${}^6\text{C}^{12}$ y ${}^6\text{C}^{13}$ son 12,00 y 13,00 respectivamente; mientras que las de los tres isótopos más estables del hierro, ${}^{54}\text{Fe}$, ${}^{56}\text{Fe}$ y ${}^{57}\text{Fe}$, son 53,94, 55,93 y 56,94 uma, respectivamente.
- **Las abundancias isotópicas (porcentajes).** Esto nos indica la fracción del número total de átomos de un cierto isótopo. En el carbono natural, las abundancias de ${}^6\text{C}^{12}$ y ${}^6\text{C}^{13}$ son 98,9 % y 1,1 % respectivamente. Esto quiere decir que el 98,9 % de los átomos de carbono tienen una masa atómica de 12,00 uma y el 1,1 % de 13,00 uma.

Conociendo la masa atómica y la abundancia de cada isótopo, se puede calcular fácilmente la masa atómica de cada elemento. Para un elemento X, que consta de los isótopos X_1 y X_2 :

$$\text{masa atómica de X} = [(\text{masa atómica de } X_1) \times (\% \text{ de } X_1/100)] + [(\text{masa atómica de } X_2) \times (\% \text{ de } X_2/100)]$$

Los porcentajes de los distintos isótopos deben sumar 100:

$$\% \text{ de } X_1 + \% \text{ de } X_2 = 100 \%$$

Así, la masa atómica del elemento carbono es:

$$\text{masa atómica de C} = [(12) \times 98,9/100] + [(13) \times (1,1/100)] = 12,011 \text{ uma}$$

Ejemplo:

El elemento boro tiene dos isótopos ${}^5\text{B}^{10}$ y ${}^5\text{B}^{11}$. Sus masas en la escala del carbono 12 son 10,01 y 11,01 respectivamente. La abundancia del ${}^5\text{B}^{10}$ es del 20,0 por 100.

¿Cuál es: a) la abundancia del ${}^5\text{B}^{11}$? y b) ¿Cuál es la masa atómica del B?

Solución:

a) la suma de las abundancias debe ser 100%. Por tanto:

$$\text{abundancia de } {}^5\text{B}^{11} = 100,0\% - 20,0\% = 80,0\%$$

b) sustituyendo en la ecuación:

$$\text{masa atómica de X} = [(\text{masa atómica de } X_1) \times (\% \text{ de } X_1/100)] + [(\text{masa atómica de } X_2) \times (\% \text{ de } X_2/100)]$$

$$\text{masa atómica de B} = (10,01 \times 20,0/100) + (11,01 \times 80,0/100) = 10,81 \text{ uma}$$

Obsérvese que este es el valor dado para el boro en el sistema periódico. La masa atómica del boro es más cercana a 11 que a 10, lo que quiere decir que el isótopo más pesado es el más abundante.

MASA DE ÁTOMOS INDIVIDUALES NÚMERO DE AVOGADRO

En química, en general, basta con conocer la masa relativa de los átomos, sin embargo, podemos calcular la masa en gramos de los átomos individuales. Además, la uma no es una unidad convencional de medida, ya que si necesitamos usar una determinada masa de una sustancia sólida emplearemos una balanza para “pesar” la cantidad elegida expresándola en gramos o kilogramos.

Si se toman tres muestras de elementos diferentes, por ejemplo 12,01 g de carbono, 32,06 g de azufre y 63,55 g de cobre. La pregunta que surge es: ¿qué tienen en común las tres muestras? Ni su masa ni su aspecto son los mismos, sin embargo, tienen en común una propiedad muy importante y es que cada una de ellas contienen una cantidad de cada sustancia igual a su peso atómico expresado en gramos. Esto puede deducirse de la siguiente manera: si la masa atómica de **un átomo** de carbono (el promedio de sus isótopos) es de 12,01 uma y la de **un átomo** de azufre es 32,06 uma, entonces la masa de **1 átomo de S** es

32,06/12,01 veces la masa de 1 átomo de C. De la misma manera, la masa de 10 átomos de S será 32,06/12,01 veces la masa de 10 átomos de C o, generalizando, la masa de n átomos de S será 32,06/12,01 veces la masa de n átomos de C.

Si relacionamos esta masa en gramos con el número de átomos que contiene, basados en la escala del Carbono, es decir que la masa de esos n átomos de C son 12,01 gramos, podemos ver que n átomos de S pesarán $32,06/12,01 \times 12,01$ gramos (la masa de n átomos de C), o sea 32,06 gramos. En otras palabras, el número de átomos que hay en 32,06 g de S es el mismo que el número de átomos de carbono que hay en 12,01 g de C.

Esto podemos calcularlo para todos los elementos de la Tabla Periódica. Veremos que en cada caso existe una cantidad de átomos, que es constante para todos los elementos cuyo peso es el mismo que su masa atómica expresada en gramos. A raíz de esto, surge la pregunta de cuál es dicha cantidad de átomos.

Este problema fue estudiado por Avogadro y como podrá imaginarse, este número es enorme (recordemos que los átomos son muy pequeños y que debe haber una gran cantidad de ellos en 12,01 g de C, en 32,06 g de S o en 63,55 g de Cu). Con cuatro cifras significativas, esta magnitud que se conoce como el número de Avogadro, es:

$$\text{N}^\circ \text{ de Avogadro} = 6,022 \times 10^{23}$$

En química, el número de Avogadro representa el número de átomos de un elemento que hay en la masa atómica del mismo elemento, expresada en gramos

Por lo tanto, hay:

- $6,022 \times 10^{23}$ átomos de C en 12,01 g de C (masa atómica del C=12,01)
- $6,022 \times 10^{23}$ átomos de S en 32,06 g de S (masa atómica del S=32,06)
- $6,022 \times 10^{23}$ átomos de Cu en 63,55 g de Cu (masa atómica del Cu=63,55)
- $6,022 \times 10^{23}$ átomos de O en 16,00 g de O (masa atómica del O=16,00)

Conociendo el número de Avogadro y la masa atómica del elemento, es posible calcular la masa de un átomo individual:

$$\begin{array}{lcl} 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos de S pesan} & \text{-----} & 32,06 \text{ g} \\ 1 \text{ átomo de azufre} & \text{-----} & x = 1 \text{ át.} \times 32,06 \text{ g} / 6,022 \times 10^{23} \text{ át.} = \\ & & x = 5,324 \times 10^{-23} \text{ g} \end{array}$$

También podemos calcular el número de átomos que hay en una cantidad determinada de masa de cualquier elemento:

Ejercicio N° 5:

Calcule:

- la masa de un átomo de cobre.
- el número de átomos de Cu que hay en una muestra de 6,785 g de ese elemento.

MOL

Puesto que los átomos y moléculas son tan pequeños, es conveniente emplear una escala para poder medirlos. Esta escala abarca grupos de $6,022 \times 10^{23}$ de ellos y representa una unidad que se emplea frecuentemente en química y recibe un nombre especial: el **mol**. Un **mol** es equivalente a un **número de Avogadro de unidades**. Así:

- | | | |
|--|---|--|
| - 1 mol de átomos de H | = | $6,022 \times 10^{23}$ átomos de H |
| - 1 mol de átomos de O | = | $6,022 \times 10^{23}$ átomos de O |
| - 1 mol de moléculas de H ₂ | = | $6,022 \times 10^{23}$ moléculas de H ₂ |
| - 1 mol de moléculas de H ₂ O | = | $6,022 \times 10^{23}$ moléculas de H ₂ O |
| - 1 mol de electrones | = | $6,022 \times 10^{23}$ electrones |

MASAS MOLARES

Definido el número de Avogadro y su relación con la masa atómica, se puede calcular fácilmente la masa en gramos de un mol de átomos. En 1,01 g de hidrógeno (masa atómica =

$$\begin{array}{lcl} \text{si en 32,06 g de S hay} & \text{-----} & 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos de azufre} \\ \text{en 1,000 g de S} & \text{-----} & x = 1 \text{ g} \times 6,022 \times 10^{23} \text{ át./32,06 g} \\ & & \mathbf{x = 1,878 \times 10^{22} \text{ átomos}} \end{array}$$

1,01 uma) hay $6,022 \times 10^{23}$ átomos, y el mismo número de átomos hay en 16,00 g de oxígeno (masa atómica = 16,00 uma). Por tanto, 1 mol de átomos de H pesa 1,01 g y 1 mol de átomos de O pesa 16,00 g

En general, un mol de átomos de cualquier elemento, pesa X gramos, donde **X es el peso atómico del elemento expresado en gramos**.

Este concepto se puede extender a moléculas en las cuales un mol de moléculas, pesa Y gramos, donde Y es el peso molecular expresado en gramos, y a iones, en los cuales un mol de iones pesa Z gramos donde Z es el peso atómico (si el ion es monoatómico) o el peso fórmula del ion (si es poliatómico) expresados en gramos.

Ejemplo:

Calcule cuánto pesa 1 mol de las siguientes sustancias: a) H₂, b) H₂O y c) NaCl Solución:

- 1 mol de H₂ contiene 2 moles de átomos de H, y pesa 2 (1,01 g) = 2,02 g

b) 1 mol de H_2O contiene 2 moles de átomos de H y 1 mol de átomos de O, y pesa:
 $2(1,01 \text{ g}) + 16,00 \text{ g} = 18,02 \text{ g}$

c) 1 mol de NaCl contiene 1 mol de iones Na^+ (22,99 g) y 1 mol de iones Cl^- (35,45 g), y pesa: $22,99 \text{ g} + 35,45 \text{ g} = 58,44 \text{ g}$

En este último ejemplo, el compuesto iónico NaCl contiene 1 mol de iones Na^+ y 1 mol de iones Cl^- . Como el peso de los iones es prácticamente igual al de los átomos originales (debido a que la masa de los electrones es despreciable), se toma el peso atómico para cada uno de ellos.

En general, podemos decir **para cualquier sustancia que un mol pesa X gramos**, donde X es el peso de la fórmula, es decir, la suma de los pesos atómicos de la fórmula

Por ejemplo:

<i>Especie</i>	<i>Masa relativa</i>	<i>Masa molar</i>
Na	22,99 uma	22,99 g/mol
Sr	87,02 uma	87,02 g/mol
O₂	$2(16,00) = 32,00$ uma	32,00 g/mol
H₂	$2(1,01) = 2,02$ uma	2,02 g/mol
H₂O	$2(1,01)+16,00 = 18,02$ uma	18,02 g/mol
CO	$12,01 + 16,00 = 28,01$ uma	28,01 g/mol
H₂SO₄	$2(1,01)+32,06+4(16,0) = 98,08$ uma	98,08 g/mol

En otras palabras, la masa molar de una sustancia (en gramos por mol, g/mol), es numéricamente igual al peso molecular o peso fórmula.

Ejemplo:

Calcular las masas molares (g/mol) de:

a) cromato de potasio, K_2CrO_4

b) Sacarosa, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$

Solución:

a) Comenzamos calculando el peso de la fórmula del K_2CrO_4 :

peso del $\text{K}_2\text{CrO}_4 = 2(\text{peso atómico del K}) + \text{peso atómico del Cr} + 4(\text{peso atómico del O}) = 2(39,10) + 52,00 + 4(16,00) = 194,20$ uma.

Masa molar del $\text{K}_2\text{CrO}_4 = \mathbf{194,20 \text{ g/mol}}$

b) peso de la molécula $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} = 12(12,01) + 22(1,01) + 11(16,00) = 342,34$ uma
masa molar de $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} = \mathbf{342,34 \text{ g/mol}}$

Ejercicio N° 6: ¿Cuál es la masa molar del ácido fosfórico (H₃PO₄)?

Hay otro punto que debemos tener en cuenta al hablar de masas molares. Para poder especificar la masa molar de una sustancia **debemos conocer su fórmula y escribirla correctamente**. Sería ambiguo hablar de la “masa molar del oxígeno”. Un mol de átomos de oxígeno, pesan 16,00 g, que es su peso atómico expresado en gramos, mientras que un mol de moléculas de O₂ pesan 32,00 g y la masa molar del O₂ es de 32,00 g/mol. Por lo general, al hablar de “oxígeno” nos estaremos refiriendo a la molécula O₂, ya que este es el estado más estable, mientras que se suele especificar “átomos de oxígeno” cuando se quiere hacer referencia al elemento.

CONVERSIONES MOL-GRAMO

En química es corriente tener que transformar moles a gramos, y viceversa. Tales conversiones se hacen fácilmente si se conoce el peso molecular de las sustancias por convertir.

Ejemplo:

Calcule el número de moles que hay en 212 g de: a) K₂CrO₄ y b) C₁₂H₂₂O₁₁

Solución:

a) Masa molar del K₂CrO₄ = 194,20 g/mol

194,20 g de K₂CrO₄ ————— 1 mol

212,00 g de K₂CrO₄ ————— x = 212,00 g x 1 mol/194,20 g = **1,09 moles**

b) Masa molar de C₁₂H₂₂O₁₁ = 342,34 g/mol

342,34 g de C₁₂H₂₂O₁₁ ————— 1 mol

212,00 g de C₁₂H₂₂O₁₁ ————— x = 212,00 g x 1 mol/342,34 g = **0,619 moles**

Ejercicio N° 7:

¿Cuántos moles hay en 212,00 g de H₂SO₄?

Ejemplo:

Calcule la masa en gramos de 1,69 moles de ácido fosfórico (H₃PO₄) Solución: En primer lugar, necesitamos conocer el peso molecular del H₃PO₄:

peso de la fórmula = 3(1,01) + 30,97 + 4(16,00) = 98,00 uma
masa molar del H₃PO₄ = **98,00 g/mol**

A partir de éste:

$$\begin{array}{lcl} \text{mol de H}_3\text{PO}_4 & \text{—————} & 98,00 \text{ g} \\ ,69 \text{ moles de H}_3\text{PO}_4 & \text{—————} & x = 1,69 \text{ moles} \times 98,00 \text{ g/1 mol} = \mathbf{166 \text{ g}} \end{array}$$

Ejercicio N° 8:

¿Cuál es la masa en gramos de 1,69 moles de H₂O?

Las transformaciones de este tipo se utilizan continuamente en química, por lo tanto, debe entenderse el significado de la palabra **mol**. Recuérdese que un mol es un número determinado de unidades, $6,022 \times 10^{23}$. Su masa, sin embargo, difiere de acuerdo a la sustancia implicada. Un mol de H₂O (18,02 g), pesa considerablemente más que un mol de H₂ (2,02 g), aunque en ambos haya el mismo número de moléculas.

VOLUMEN MOLAR

Cuando se necesita trabajar con sustancias en estado gaseoso, puede interesar conocer no sólo los gramos, sino también el volumen que ocupa una determinada cantidad de sustancia (de hecho, es más corriente medir así a un gas). En tal sentido, la densidad está dada por el cociente entre la masa (m) y su respectivo volumen (V).

$$\delta = m/V$$

Cuando la masa corresponde a la de **1 mol** y las condiciones en las cuales se determina su densidad son constantes (1 atm y 0 °C), el volumen es una constante igual a **22,4 litros (22,4L)**.

Estas condiciones (1 atm y 0 °C), se denominan **CONDICIONES NORMALES** de presión y temperatura (**CNPT**).

Otras unidades que se emplean para expresar la presión y la temperatura son:

Para la presión: $1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg} = 760 \text{ torr}$

donde la unidad mm Hg también se llama torr en recuerdo del científico italiano Evangelista Torricelli, quien inventó el barómetro. En unidades **SI**, la presión se mide en pascales (Pa), que se define como un newton por metro cuadrado:

$$\text{Presión} = \text{Fuerza} / \text{área}$$

La relación entre atmósferas y pascales es:

$$\begin{aligned} 1 \text{ atm} &= 101.325 \text{ Pa} \\ 1 \text{ atm} &= 1,01325 \times 10^5 \text{ Pa} \end{aligned}$$

Para la temperatura: $T (K) = t (^{\circ}C) + 273,15 ^{\circ}C$

donde K es la temperatura en Kelvin y $^{\circ}C$ es la temperatura en grados Celsius (o centígrados). La ecuación puede escribirse como:

$$K = (^{\circ}C + 273,15 ^{\circ}C) \frac{1K}{^{\circ}C}$$

El factor unitario (1 K/1 $^{\circ}C$) se coloca para hacer congruentes las unidades a ambos lados de la ecuación. En la mayoría de los casos se usa 273 en lugar de 273,15 como el término para relacionar K y $^{\circ}C$. Por convención se emplea T para indicar temperatura absoluta (en Kelvin) y t para indicar temperatura en grados Celsius. La relación entre las dos escalas se muestra en los siguientes ejemplos:

Cero absoluto:	0 K	=	-273 $^{\circ}C$
Punto de congelación del agua:	273 K	=	0 $^{\circ}C$
Punto de ebullición del agua:	373 K	=	100 $^{\circ}C$

Podemos decir, por lo tanto, que: un mol de cualquier sustancia en estado gaseoso y en CN de presión y temperatura, ocupa 22,4 L

EJERCICIOS DE APLICACIÓN UNIDAD I

1. Clasifique cada una de las siguientes sustancias como un elemento o un compuesto:

a) hidrógeno, b) agua, c) oro, d) azúcar (sacarosa).

2. Dado el conjunto de elementos:

sodio – neón – cobre – bromo – carbono – mercurio – nitrógeno – cloro - estaño

a) Indique los símbolos correspondientes a cada uno de ellos.

b) Clasifíquelos en metales y no metales.

3. Escriba los símbolos químicos de cuatro elementos de cada una de las siguientes categorías:

a) no metal, b) metal, c) metaloide.

4. En la siguiente tabla, indique el nombre del no metal correspondiente a su símbolo químico:

Símbolo	Nombre	Símbolo	Nombre	Símbolo	Nombre
H		F		O	
He		Cl		S	

Ne		Br		Se	
Ar		I		Te	
Kr		At		C	
Xe		P		Si	
Rn		As		B	

5. ¿Cuáles de las siguientes entidades son elementos, ¿cuáles son moléculas, pero no compuestos?, ¿cuáles son compuestos, pero no moléculas y cuáles son compuestos y moléculas?

- | | | | |
|--------------------|----------------------------------|--------------------|-------------------|
| a) SO ₂ | d) N ₂ O ₅ | g) O ₃ | j) S |
| b) S ₈ | e) O | h) CH ₄ | k) P ₄ |
| c) Cs | f) O ₂ | i) CO | l) HCl |

6. En la siguiente lista:

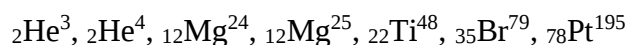
- Coloque los símbolos correspondientes a cada elemento.
- Clasifíquelos marcando: con M los que considere metales, con NM los que considere no metales y con un $\pm$ a los metaloides.

Elemento		Elemento		Elemento		Elemento	
Aluminio		Cesio		Yodo		Platino	
Argón		Cloro		Litio		Plomo	
Arsénico		Cobalto		Magnesio		Potasio	
Azufre		Cobre		Mercurio		Radio	
Bario		Estroncio		Neón		Silicio	
Berilio		Flúor		Níquel		Sodio	
Bismuto		Fósforo		Nitrógeno		Titanio	
Boro		Helio		Oro		Uranio	
Cadmio		Hierro		Oxígeno		Calcio	
Carbono		Hidrógeno		Plata		Zinc	

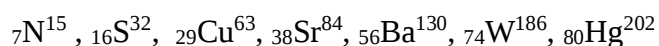
7. ¿Por qué todos los átomos de un elemento tienen el mismo número atómico, a pesar de que pueden tener diferentes números másicos?

8. ¿Cuál será el número másico de un átomo de hierro si tiene 28 neutrones?

9. Para cada una de las siguientes especies químicas, determine el número de protones y el número de neutrones en el núcleo:



10. Indique el número de protones, neutrones y electrones en cada una de las siguientes especies químicas:



11. El isótopo del sodio ${}_{11}\text{Na}^{24}$ se usa como trazador radioactivo en química y biomedicina. Diga cuántos:

- a) Protones tiene el núcleo.
- b) Neutrones tiene el núcleo.
- c) Electrones hay en un átomo de sodio-24.
- d) electrones y protones hay en un ion Na^+ .

12. Un compuesto muy radioactivo presente en los residuos nucleares, es el isótopo del plutonio, Pu-239.

- a) ¿Cuántos protones y neutrones hay en un átomo de este isótopo?
- b) ¿Cuál es la diferencia de éste con un átomo de plutonio normal?

13. ¿Qué significa la expresión P_4 ? ¿Cuál es la diferencia con 4P ?

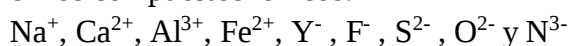
14. ¿Cuál es la diferencia entre una molécula y un compuesto? Dé ejemplos de moléculas que sean compuestos y de moléculas que no sean compuestos.

15. Dé un par de ejemplos de cada uno de los siguientes enunciados:

- a) Una molécula diatómica formada por átomos del mismo elemento.
- b) Una molécula diatómica formada por átomos de diferentes elementos.
- c) Una molécula poliatómica formada por átomos del mismo elemento.
- d) Una molécula poliatómica formada por átomos de diferentes elementos.

16. ¿Qué es un compuesto iónico? ¿Cómo se mantiene la neutralidad eléctrica en un compuesto iónico?

17. Indique el número de protones y de electrones en cada uno de los siguientes iones presentes en los compuestos iónicos:



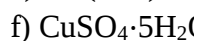
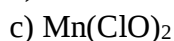
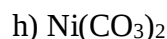
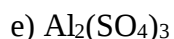
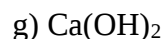
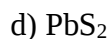
18. En la siguiente tabla se indica el número de electrones, protones y neutrones en los átomos o iones de varios elementos.

- a) ¿Cuáles de las especies son neutras?
- b) ¿Cuáles están cargadas negativamente?
- c) ¿Cuáles tienen carga positiva?

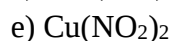
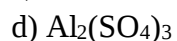
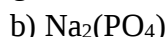
d) ¿Cuáles son los símbolos convencionales de todas las especies?

Átomos o iones de elementos	A	B	C	D	E	F	G
Número de electrones	5	10	18	28	36	5	9
Número de protones	5	7	19	30	35	5	9
Número de neutrones	5	7	20	36	46	6	10

19. Determine los pesos moleculares relativos o los pesos fórmula de los siguientes compuestos:



20. Determine la masa molar de los siguientes compuestos representados por sus fórmulas:



21. El número de Avogadro ha sido descripto algunas veces como factor de conversión entre una y gramos. Utilice el átomo de flúor (19,0 uma) como un ejemplo para demostrar la relación entre la unidad de masa atómica y el gramo.

22. ¿Cuántos átomos hay en 5,10 moles de azufre (S)?

$$R = 3,07 \times 10^{24} \text{ at.}$$

23. ¿Cuántos moles de átomos de cobalto hay en $6,00 \times 10^9$ (6000 millones) átomos de cobalto?

$$R = 9,97 \times 10^{-15} \text{ moles}$$

24. ¿Cuál es la masa en gramos de un solo átomo de los siguientes elementos?



$$R = \text{a) } 3,33 \times 10^{-22} \text{ g, b) } 3,35 \times 10^{-23} \text{ g, c) } 1,24 \times 10^{-22} \text{ g, d) } 3,44 \times 10^{-22} \text{ g, e) } 3,95 \times 10^{-22} \text{ g}$$

25. ¿Cuál es la masa en g de $1,0 \times 10^{12}$ átomos de plomo?

$$R = 3,44 \times 10^{-10} \text{ g}$$

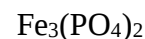
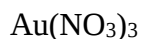
26. ¿Cuál de las siguientes cantidades tiene más átomos: 1,10 g de átomos de hidrógeno o 14,7 g de cromo?

$$R = 1,10 \text{ g de átomos de hidrógeno}$$

27. Calcule:

a) El peso molecular relativo (peso fórmula, porque son compuestos iónicos) de las siguientes sustancias.

b) Cuánto pesa, en g, un mol de las mismas.



28. Determine el peso de una molécula de agua.

$$R = 2,99 \times 10^{-23} \text{ g}$$

29. Se tienen 60,0 g de calcio cuyo peso molecular es 40 u.m.a. Calcule:

- a) Cuánto pesa un mol de átomos de calcio.
- b) Cuántos moles de átomos de calcio hay en 60,0 g.
- c) Cuántos átomos de calcio hay en 60,0 g.
- d) Cuál es la atomicidad del calcio.

$$R = \text{a) } 40 \text{ g ; b) } 1,5 \text{ moles de át. ; c) } 9,03 \times 10^{23} \text{ át. ; d) } 1$$

30. ¿Cuál de las siguientes muestras está formada por el mayor número de átomos?

- a) 10,0 moles de He
- b) 1,8 moles de S_8
- c) 4,0 moles de SO_2
- d) 3,0 moles de NH_3
- e) 2,5 moles de CH_4
- f) 0,75 moles de H_3PO_4

$$R = \text{b}$$

31. Coloque las siguientes entidades en orden creciente de masa:

- a) 16 moléculas de agua
- b) dos átomos de plomo
- c) $5,1 \times 10^{-23}$ moles de helio

$$R = \text{c, a, b}$$

32. Se tienen 0,8 moles de SO_2 :

- a) ¿Cuál es la masa en g?
- b) ¿Cuántos g de S y de O hay?
- c) ¿Cuántas moléculas de SO_2 hay?
- d) ¿Cuántos átomos de S y de O hay?
- e) ¿Qué volumen ocuparán esos 0,8 moles en CN de presión y temperatura?

$$R = \text{a) } 51,2 \text{ g, b) } 25,6 \text{ g de S y } 25,6 \text{ g de O, c) } 4,82 \times 10^{23} \text{ molec.}$$

$$\text{d) } 4,82 \times 10^{23} \text{ at de S y } 9,63 \times 10^{23} \text{ at de O, e) } 17,92 \text{ L.}$$

33. Indique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a) Masas iguales de dos elementos A y B contienen el mismo número de moléculas.
- b) Masas iguales de dos elementos A y B contienen el mismo número de átomos.
- c) En 5,0 g de KCl hay masas iguales de K y de Cl.
- d) En 5,0 g de KCl hay igual número de iones de K y Cl.
- e) En 36,0 g de agua hay 4 átomos de H.

$$R = \text{a) F, b) F, c) F, d) V, e) F}$$

34. ¿Cuántos moles y moléculas de ácido sulfúrico (H_2SO_4), hay en 49 g de ese compuesto?

$$R = 0,5 \text{ moles; } 3,01 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

35. Calcule el número de moles y moléculas que contienen las siguientes muestras:

- a) 44,8 L de hidrógeno (H_2), medidos a 0 °C (273 K) y 1 atm de presión.
- b) 40,0 g de calcio (Ca).
- c) 567,8 g de sodio (Na).
- d) 567,8 g de plomo (Pb).

R = a) $1,204 \times 10^{24}$ molec. b) $6,02 \times 10^{23}$ molec. c) $1,49 \times 10^{25}$ molec. d) $1,65 \times 10^{24}$ molec.

36. Calcule el peso en g de $3,01 \times 10^{23}$ moléculas (unidades fórmula) de:

- a) $Ca(OH)_2$
- b) Na_2CO_3
- c) $Na_2(HPO_4)$

R = a) 37 g, b) 53 g, c) 71 g.

37. ¿Cuántos iones sodio contiene una muestra de 159,0 g de Na_2CO_3 ? Indique la opción correcta.

- a) $12,04 \times 10^{23}$
- b) 2
- c) $6,02 \times 10^{23}$
- d) 3
- e) $18,06 \times 10^{23}$

R = e)

38. Indique si las siguientes afirmaciones son correctas:

En 18 g de agua (H_2O) y 34 g de amoníaco (NH_3), ambos en estado gaseoso, existen respectivamente:

- a) 18 moléculas de agua y 34 moléculas de amoníaco.
- b) 18 L de agua y 34 L de amoníaco, medidos en CN de presión y temperatura.
- c) $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de agua y $12,04 \times 10^{46}$ moléculas de amoníaco.
- d) 22,4 L de agua y 22,4 L de amoníaco medidos en CN de presión y temperatura.
- e) $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de agua y $12,04 \times 10^{23}$ moléculas de amoníaco.

R = a) F, b) F, c) F, d) F, e) V

39. Los cianuros son compuestos que contienen el anión CN^- . La mayoría de los cianuros son compuestos venenosos letales. Por ejemplo, la ingestión de una cantidad tan pequeña como $1,0 \times 10^{-3}$ g de cianuro de potasio (KCN) puede ser fatal.

- a) ¿Cuántos iones CN^- están contenidos en esa cantidad de sal?
- b) ¿Cuántos iones K^+ están contenidos en esa cantidad de sal?
- c) ¿Cuál será el número total de iones?

R = a) $9,26 \times 10^{18}$, b) $9,26 \times 10^{18}$, c) $1,85 \times 10^{19}$

40. En una muestra de $Ca(NO_3)_2$ que pesa 82,0 g, calcule la cantidad de:

- a) moles
- b) unidades fórmula
- c) átomos de N
- d) gramos de Ca

R = a) 0,5 moles, b) $3,01 \times 10^{23}$ molec., c) $6,02 \times 10^{23}$ at de N, d) 20 g

41. El peso atómico del hierro es 55,8 uma. Responda:

- a) ¿Cuál es el peso en g de un átomo de hierro?
- b) ¿Cuántos átomos hay en 25,0 g de hierro?

42. Si se tiene en cuenta que el peso molecular del NH_3 es de 17,0 uma, diga si las siguientes afirmaciones son correctas:

- a) En 17,0 g de NH_3 hay 3 átomos de H.
- b) En 17,0 g de NH_3 hay 2 moles de este compuesto.
- c) En 17,0 g de NH_3 hay 3 moles de átomos de N.
- d) En 17,0 g de NH_3 hay 3 moles de átomos de H.
- e) En 17,0 g de NH_3 hay un mol de átomos de H.

R = a) F, b) F, c) F, d) V, e) F

43. Una molécula de N_2 pesa $4,62 \times 10^{-23}$ g. Calcule el peso atómico del nitrógeno.

44. ¿Cuál es la masa de un mol de átomos de flúor si 5,3 moles de F_2 pesan 201,4 g?

45. La masa de un átomo de A es $3,55 \times 10^{-23}$ g. Calcule la masa de un mol de A_3 .

R = 64,134 g

46. La masa de un átomo de B es $2,31 \times 10^{-23}$ g. ¿Cuántos moles de átomos forman la molécula de peso molecular 27,8?

R = 2 moles de át.

47. Indique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas justificando la respuesta:

- a) 10 g de O_2 tienen mayor número de moléculas que 10 g de N_2 .
- b) Iguales pesos de NO y NO_2 contienen igual número de átomos.
- c) En una masa cualquiera de FeS hay iguales masas de Fe y S.
- d) El número de átomos de Cl en 10 g de Cl_2 es igual al número de moléculas que hay en 20 g.
- e) Iguales pesos de NO_2 y N_2O_4 contienen:
 - 1 - Igual número de moléculas.
 - 2 - Igual número de átomos de N.
- f) La masa de una molécula de O_2 es igual a la masa de 16 moléculas de H_2 .
- g) Un peso determinado de SO_2 contiene:
 - 1 - Iguales pesos de S y O.
 - 2 - Igual número de átomos de S y O.
- h) En 200 g de CaCO_3 hay 6 moles de átomos de O, 2 moles de átomos de C y 2 moles de átomos de Ca.
- i) En 1,0 g de H_2 hay $6,02 \times 10^{23}$ átomos de H.
- j) Una molécula de agua contiene 2 moles de átomos de H.
- k) Un mol de cualquier gas contiene el mismo número de átomos.

R = a) F, b) F, c) F, d) V, e) 1-F, 2-V, f) V, g) 1- V, 2- F, h) V, i) V, j) F, k) F

48. ¿Cuáles de las siguientes proposiciones que siguen son: o siempre verdaderas o nunca verdaderas?

- a) Un anión contiene menos protones que el átomo correspondiente.

- b) Un ion con carga -3 pesa más que el átomo del que procede.
- c) La masa de un mol de H_2O es igual a la masa de una molécula de H_2O .
- d) Un catión tiene menos electrones que el átomo del que procede.
- e) La masa de un catión es mayor que el átomo del que procede.

R = a) F, b) F (analizar), c) F, d) V, e) F

49. Critique cada una de las siguientes proposiciones:

- a) Los átomos pesan más que los iones.
- b) El número de cationes que hay en un cristal de CaCl_2 es el mismo que el de aniones.
- c) El átomo de carbono-12 pesa 12,0 g.
- d) En un mol de NaCl hay $6,02 \times 10^{23}$ iones sodio y $6,02 \times 10^{23}$ iones cloruro.

R = a) F, b) F, c) F, d) V

50. Si se tienen 0,15 moles de P_4 :

- a) ¿Cuántas moléculas hay?
- b) ¿Cuántos átomos de P hay?
- c) ¿Cuántos moles de átomos de P hay?

R = a) $9,033 \times 10^{22}$ molec., b) $3,6132 \times 10^{23}$ at., c) 0,6 moles de at.

51. ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en 0,10 moles de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$?

R = $3,61 \times 10^{23}$ at.

52. ¿Cuántas moléculas de P_4O_{10} hay en 0,150 g de P_4O_{10} ?

R = $3,18 \times 10^{20}$ moléc.

53. Si se considera que el peso atómico del N es de 14,0 uma; el del O es de 16,0 uma y el del Ca 40,0 uma. determine en 82,0 g de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$:

- a) ¿Cuántos moles del compuesto hay?
- b) ¿Cuántas moléculas hay?
- c) ¿Cuántos moles de átomos de O hay?
- d) ¿Cuántos iones Ca hay?
- e) ¿Cuántos g de N hay?

R = a) 0,5 moles, b) $3,011 \times 10^{23}$ molec., c) 3 moles, d) $3,011 \times 10^{23}$ iones, e) 14 g

54. Si 10,0 g de una sustancia AB_2 tienen $3,01 \times 10^{22}$ moléculas. Determine:

- a) El número de moles de AB_2 que hay en esos 10,0 g.
- b) El peso molecular de AB_2 .
- c) El peso de una molécula de AB_2 .
- d) La cantidad de átomos de A y de B que hay en 10,0 g de AB_2 .

R = a) $4,998 \times 10^{-2}$ mol. b) 200,07g/mol c) $3,32 \times 10^{-22}$ g d) $3,01 \times 10^{22}$ at A y $6,02 \times 10^{22}$ at B

55. La fórmula de la morfina, un narcótico analgésico, es $C_{17}H_{19}NO_3$.

- a) ¿Cuántos átomos de nitrógeno hay en la molécula?
- b) ¿Qué elemento es el que menos contribuye al peso molecular?
- c) ¿Cuántos átomos de carbono hay en 10,0 mg, una dosis normal?

R = a) 1 at., b) N, c) $3,74 \times 10^{20}$ at

56. Calcule el peso molecular de:

- a) Si
- b) $SiCl_4$
- c) $C_{12}H_{22}O_{11}$
- d) $(NH_4)_2SO_4$

57. Transforme en moles las siguientes cantidades:

- a) 1,34 g de H_2O
- b) 1,34 g de Cu
- c) 1,34 g de N_2O

R = a) 0,074, b) 0,02, c) 0,03

58. Calcule la masa en g de 2,42 moles de:

- a) H
- b) H_2
- c) H_2O
- d) H_2O_2

59. La densidad del alcohol etílico, C_2H_6O a $25^\circ C$ es de $0,785 \text{ g mL}^{-1}$. Calcule:

- a) El peso molecular del C_2H_6O .
- b) El número de moles que habrá en 252 mL de C_2H_6O .
- c) La masa de 1,62 moles de C_2H_6O .

R = a) 46 b) 4,3 c) 74,52

60. El peso atómico del molibdeno es de 95,94 uma. Calcule:

- a) La masa en g de un átomo de molibdeno.
- b) El número de átomos que hay en un mg de molibdeno.

61. Una gota de lluvia pesa en promedio 0,063 g. Calcule la masa en toneladas métricas de un número de Avogadro de gotas de lluvia.

R = $3,79 \times 10^{16}$ ton

62. Cuántos electrones hay en:

- a) 1 átomo de Br.
- b) 1 mol de átomos de Br.
- c) 0,0187 moles de Br.
- d) 0,0187 g de Br

R = a) 35, b) $2,11 \times 10^{25}$, c) $3,94 \times 10^{23}$, d) $4,93 \times 10^{21}$

63. Ordene a los apartados siguientes en orden decreciente de masa:

- a) Una molécula de Cl_2 .
- b) $1,0 \times 10^{-23}$ moles de átomos de Cl.
- c) $1,0 \times 10^{-23}$ g de Cl.
- d) Un átomo de Cl.

R = b, a, d, c.

64. La hormona adrenalina tiene la siguiente fórmula condensada: $C_9H_{13}NO_3$.

- a) ¿Cuál es el peso molecular de la adrenalina?

- b) ¿Qué porcentaje de átomos de la adrenalina corresponden a C?
 c) La concentración normal de adrenalina en el plasma sanguíneo es de $6,0 \times 10^{-8}$ g/L.
 ¿Cuántas moléculas de adrenalina hay en un litro de plasma?

R = a) 183 uma, b) 34,6%, c) $1,97 \times 10^{14}$ molec.

65. Cuántos moles de cationes y de aniones hay en:

- a) 0,20 moles de óxido de litio [Li_2O].
 b) 0,350 moles de hidróxido de bario [$\text{Ba}(\text{OH})_2$].

66. Cuántos moles de:

- a) Aniones hay en 0,100 moles de nitrato de calcio [$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$]
 b) Cationes hay en 0,750 moles de carbonato de amonio [$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$]
 c) Iones totales en 0,250 g de cloruro de hierro (III) [FeCl_3]

R = a) 0,2 moles, b) 1,5 moles, c) $6,17 \times 10^{-3}$ moles

67. Diga cuál es el volumen que ocuparán en CN de presión y temperatura, las siguientes muestras de gases:

- a) 0,243 moles de NH_3 .
 b) 67,85 g de O_2 .
 c) 135,0 moléculas de CH_4 .
 d) $9,62 \times 10^{35}$ moléculas de He.

R = a) 5,44, b) 47,49, c) $5,02 \times 10^{-21}$, d) $3,52 \times 10^{13}$

68. Diga cuántos g de cada una de las siguientes sustancias están contenidos en los volúmenes que se indican a 0°C y 1 atm de presión.

- a) 48,6 L de N_2 .
 b) 200,0 mL de H_2 .
 c) 2,0 L de CH_4 .
 d) 50,0 mL de CH_3I .

R = a) 60,75; b) 0,018; c) 1,43; d) 0,32

69. Determine qué cantidad de fósforo en g está contenida en 5,0 g del compuesto cuya fórmula es: $\text{CaCO}_3 \cdot 3 \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

R = 0,903 g

70. Se tienen dos minerales de cobre cuyas fórmulas simplificadas son Cu_5FeS_4 y Cu_2S . ¿Cuál de los dos tiene mayor proporción en masa de cobre?

R = Cu_2S

UNIDAD II

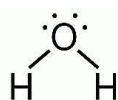
Nomenclatura Química: Fórmulas químicas. Números de oxidación. Formación de compuestos binarios y ternarios. Nombres de los compuestos: nomenclatura química y reglas de nomenclatura.

FÓRMULAS QUÍMICAS

Una fórmula es la representación, por medio de símbolos químicos y de números, de la cantidad de átomos de cada elemento que constituyen una molécula, o de la cantidad de iones que componen una unidad fórmula. En química existen tres clases de fórmulas: **empírica**, es la más sencilla y expresa la relación más simple con números enteros del número de átomos o de iones de los distintos elementos presentes en un compuesto. Un ejemplo es el H_2O , que nos dice que en el agua hay el doble del número de átomos de hidrógeno que de oxígeno. Otro ejemplo es el del SrF_2 , que nos dice que el fluoruro de estroncio hay el doble de iones F^- que el número de iones Sr^{2+} .

Por otro lado, la fórmula **molecular** nos indica el número de átomos diferentes que hay en la molécula. La fórmula molecular puede ser la misma que la empírica. Este es el caso del H_2O . En otros casos, la fórmula molecular es un múltiplo entero de la fórmula empírica. Consideremos, por ejemplo, un compuesto de hidrógeno y oxígeno conocido como peróxido de hidrógeno (agua oxigenada). La fórmula molecular es H_2O_2 , que nos muestra que en este compuesto se combinan dos átomos de hidrógeno con dos de oxígeno. La fórmula más simple, o empírica, de este compuesto sería HO .

A veces, al representar un compuesto, vamos más allá de su fórmula empírica o molecular, y escribimos su fórmula de tal manera que nos sugiera la estructura del compuesto. Estas fórmulas se denominan **estructurales** o **desarrolladas** y expresan además cómo están unidos los átomos. Por ejemplo, la molécula de H_2O tiene la siguiente fórmula estructural:



Para este curso sólo estudiaremos la fórmula molecular.

NÚMEROS DE OXIDACIÓN

Para escribir la fórmula de cualquier sustancia inorgánica, generalmente se recurre a los números de oxidación, también conocidos como índices, grados o estados de oxidación.

Los números de oxidación se encuadran dentro de dos tipos de definición:

- Una definición conceptual, según la cual los números de oxidación se relacionan con la configuración electrónica de los átomos -libres o combinados- y los iones. Aquí interviene la electronegatividad de cada elemento.
- Una definición operacional, según la cual los números de oxidación son números algebraicos -la cifra es acompañada de signo positivo o negativo- asignados a los átomos libres o combinados- de acuerdo con ciertas reglas convencionales.

El número de oxidación se vincula con la cantidad de electrones que rodea a cada átomo cuando está formando parte de un compuesto determinado. Debido a este hecho, un mismo átomo puede tener diferentes estados de oxidación, dependiendo de los otros átomos a los cuales se une. En el caso de los iones, el número de oxidación representa la carga del ion.

NÚMEROS DE OXIDACIÓN Y CATIONES MONOATÓMICOS DE LOS METALES

<i>Carga 1+</i>	<i>Carga 2+</i>	<i>Carga 3+</i>
Li ⁺	Be ²⁺	Al ³⁺
Na ⁺	Mg ²⁺	
K ⁺	Ca ²⁺	
Rb ⁺	Sr ²⁺	
Cs ⁺	Ba ²⁺	
Ag ⁺	Cd ²⁺	
	Zn ²⁺	
	Ni ²⁺	
	Co ²⁺	

METALES CON MÁS DE UN NÚMERO DE OXIDACIÓN Y SUS CATIONES

Menor N° de oxidación	Mayor N° de oxidación
Cu ⁺	Cu ²⁺
Hg ⁺	Hg ²⁺
Au ⁺	Au ³⁺
Fe ²⁺	Fe ³⁺
Cr ²⁺	Cr ³⁺
Mn ²⁺	Mn ³⁺
Sn ²⁺	Sn ⁴⁺
Pb ²⁺	Pb ⁴⁺

NÚMEROS DE OXIDACIÓN DE LOS NO METALES*

			1-		H	<u>1+</u>						
			1-		F							
			<u>1-</u>		Cl	<u>1+</u>	2+	<u>3+</u>	4+	<u>5+</u>	6+	<u>7+</u>
			<u>1-</u>		Br	<u>1+</u>	2+	<u>3+</u>	4+	<u>5+</u>	6+	<u>7+</u>
			<u>1-</u>		I	<u>1+</u>	2+	<u>3+</u>	4+	<u>5+</u>	6+	<u>7+</u>
		<u>2-</u>	1-	½-	O							
		<u>2-</u>	1-		S		2+		<u>4+</u>		<u>6+</u>	
		2-			Se				<u>4+</u>		<u>6+</u>	
		2-			Te				<u>4+</u>		<u>6+</u>	
	<u>3-</u>	2-	1-		N	1+	2+	<u>3+</u>	4+	<u>5+</u>		
	<u>3-</u>				P			<u>3+</u>		<u>5+</u>		
					As			<u>3+</u>		<u>5+</u>		
					Sb			<u>3+</u>		<u>5+</u>		
					Bi			<u>3+</u>		<u>5+</u>		
<u>4-</u>					C		2+		<u>4+</u>			
<u>4-</u>					Si		2+		<u>4+</u>			
					Cr						6+	
					Mn				<u>4+</u>		<u>6+</u>	<u>7+</u>

* Se indican en negrita los números de oxidación más frecuentes. Tener en cuenta que se muestra el Cr y el Mn, que son metales de transición, ya que con los estados de oxidación que se detallan aquí, se comportarían como los no metales, formando ácidos y sus respectivos aniones poliatómicos.

A partir de estas Tablas, podemos deducir que:

- Los metales, siempre tienen números de oxidación positivos, y podemos agregar que son formadores de bases.
- Los no metales, tienen números de oxidación positivos y negativos, podemos decir que son formadores de ácidos.

Ejercicio N° 1:

Dada una sustancia desconocida A, el análisis de su molécula demostró que es gaseosa y sus números de oxidación son: 1-, 1+, 3+, 5+ y 7+. Se encontró además que es capaz de formar ácidos. Clasifíquela como metal o como no metal.

REGLAS PARA CALCULAR LOS NÚMEROS DE OXIDACIÓN

Es costumbre escribir el número de oxidación antecediéndolo por el correspondiente signo, positivo o negativo. Basta aplicar metódicamente un pequeño conjunto de reglas, en las cuales siempre se asigna un número de oxidación a cada átomo.

Las reglas son:

- El número de oxidación del hidrógeno es +1 en todos los compuestos, excepto en los hidruros metálicos, en donde es -1.
- El oxígeno tiene número de oxidación -2 en todos los compuestos, excepto en los peróxidos en que tiene -1 y en los superóxidos en que tiene -1/2.
- El número de oxidación de un ion monoatómico, coincide con su carga.
- En una molécula monoatómica (He), o en cualquier molécula bi o poliatómica de una sustancia simple (H_2 , O_3 , S_8), el número de oxidación del elemento es cero.
- En la molécula de cualquier compuesto eléctricamente neutro, la suma algebraica de todos los números de oxidación de sus átomos o iones es igual a cero.

Las reglas permiten calcular, por vía indirecta, el número de oxidación de un átomo, siempre que se conozca la fórmula molecular del compuesto que integra.

Ejemplo 1:

¿Cuál será el número de oxidación del carbono en el metano, CH_4 ?

Solución:

Como a cada átomo de hidrógeno le corresponde número de oxidación = +1; luego, para los cuatro átomos de hidrógeno presentes, la suma será = +4. Debido a que el metano es una molécula (no tiene carga como los iones), la suma algebraica de los números de oxidación de los átomos será igual a cero. Entonces:

$$\text{Número de oxidación del carbono} = -4$$

Ejemplo 2:

¿Cuál será el número de oxidación del azufre en el ion sulfato, SO_4^{2-} ?

Solución:

Como a cada átomo de oxígeno le corresponde un número de oxidación -2, para los cuatro átomos de oxígeno presentes, la suma será = -8. Debido a que se debe llegar a una carga total igual a : -2 (que es la carga del ion poliatómico sulfato), el azufre tendrá número de oxidación = +6.

$$x + (-8) = -2, \text{ con lo que } x = +6$$

Ejercicio N° 2:

A partir de las reglas anteriormente estudiadas ¿Cuál será el número de oxidación de átomo marcado?

- | | | | |
|---|--------------------------------|--|--------------------------------|
| a) <u>C</u> l ₂ | b) H ₂ <u>O</u> | c) <u>S</u> O ₃ | d) <u>H</u> Na |
| e) <u>Na</u> ⁺ | f) <u>Ba</u> (OH) ₂ | g) <u>Fe</u> ₂ O ₃ | h) <u>C</u> H ₄ |
| i) H ₂ <u>C</u> O ₃ | j) H <u>Cl</u> | k) <u>K</u> OH | l) <u>Fe</u> (OH) ₃ |

Ejercicio N°3:

Establecer el número de oxidación para los distintos elementos en los siguientes compuestos e iones:

- a) NH₃, HBr
- b) FeH₃, SrH₂
- c) N₂O₅, SO₃, MgO, Cu₂, Cr₂O₃, CrO₃ (no hay peróxidos)
- d) KOH, Ni(OH)₂, H₂SO₃, H₃PO₄, H₄SiO₄ (no hay peróxidos)
- e) HPO₄²⁻, H₂PO₄⁻, PO₄³⁻, NO₂⁻, IO⁻

REACCIONES QUÍMICAS

Las acciones mecánicas y los cambios de estado no modifican la composición química de las sustancias. En otras experiencias, por el contrario, hay transformaciones notables: las sustancias iniciales desaparecen gradualmente, mientras que, simultáneamente, se obtienen otras.

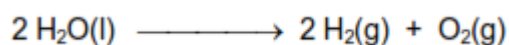
Por ejemplo: el hierro expuesto al aire húmedo, pierde sus propiedades metálicas y se transforma en un polvo pardo amarillento: óxido de hierro (III).



Cuando se calienta óxido de mercurio (polvo rojizo), se observa la formación de gotas plateadas de mercurio y el desprendimiento de un gas incoloro: oxígeno.



Cuando circula corriente eléctrica a través del agua, se generan dos gases: hidrógeno y oxígeno, que pueden recogerse mediante un equipo apropiado.



En estas experiencias las sustancias iniciales: los **reactivos**, se han convertido en otras: los **productos**. Estas transformaciones son de carácter químico y se denominan **reacciones químicas**, o más simplemente **reacciones**.

Una reacción química (o cambio químico), es un **proceso en el que, a partir de una o más sustancias se originan otra u otras diferentes de las iniciales**

ESCRITURA Y AJUSTE DE LAS ECUACIONES QUÍMICAS

Cuando transcurre una reacción química, los materiales de partida, llamados **reactivos**, se transforman en otras sustancias, llamadas **productos**. Una reacción se puede describir por palabras, pero es más conveniente representarla por medio de una ecuación química. Las fórmulas de los reactivos aparecen a la izquierda de la ecuación química, y se separan por una flecha de las fórmulas de los productos, que se escriben a la derecha. Si la ecuación está ajustada, hay el mismo número de átomos de un elemento en cada lado de la ecuación.



Las sustancias **A y B** se denominan sustancias reaccionantes y a las sustancias **C y D**, productos de la reacción.

Existe cierta tendencia a creer que escribir una ecuación química es un proceso simple y mecánico. Nada más alejado de la realidad. Hay un punto que generalmente no se tiene en cuenta: **no se puede escribir una ecuación química, a menos que se sepa qué es lo que ocurre en la reacción**. Todos los reactivos y productos deben estar identificados. Por otro lado, se deben conocer sus fórmulas y estado físico.

Para ilustrar cómo se llega a la ecuación ajustada, consideremos la reacción que ocurre en la propulsión de un cohete. Los materiales de partida o reactivos son dos líquidos: hidracina (N_2H_4) y tetróxido de dinitrógeno (N_2O_4); los productos son nitrógeno gaseoso (N_2) y agua líquida. Para escribir la ecuación ajustada de esta reacción procedemos como sigue:

1. Escribir la ecuación sin ajustar. En este caso, las fórmulas de los reactivos se ponen a la izquierda, y las de los productos, a la derecha. Ambos se separan por una flecha.



2. Balance de la ecuación. Se trata de que esté conforme con la ley de conservación de la masa, lo que requiere que haya el mismo número de átomos de cada elemento en cada miembro de la ecuación. Para empezar, ponemos un coeficiente 4 al H_2O , con lo que tenemos 4 átomos de oxígeno en cada lado:



Consideremos ahora los átomos de hidrógeno. Hay $4 \times 2 = 8$ átomos de hidrógeno a la derecha. Para tener 8 átomos de H a la izquierda, le colocamos un coeficiente 2 al N_2H_4 .



Consideremos por último al nitrógeno. En total hay $(2 \times 2) + 2 = 6$ átomos de nitrógeno a la izquierda. Para ajustar el nitrógeno colocamos un 3 de coeficiente al N_2 .



2. Indicar el estado físico de los reactivos y productos. Esto se hace usando:

- (g) para sustancias en estado gaseoso
 - (s) para sólidos
 - (l) para líquidos puros
 - (ac) para una sustancia disuelta en agua
- En este caso, la ecuación final es:



Hay dos puntos que deben resaltarse en relación con el ajuste de esta ecuación y que son válidos para el ajuste de todas las ecuaciones:

a. Las ecuaciones se ajustan a partir de los coeficientes de las fórmulas químicas, nunca cambiando los subíndices en las mismas. Para ajustar el nitrógeno hemos escrito 3N_2 , lo que quiere decir que hay tres moléculas de N_2 . También podríamos haber colocado 6 átomos de nitrógeno escribiendo N_6 , pero esto es absurdo de acuerdo con la atomicidad, ya que el nitrógeno natural existe como una molécula diatómica, N_2 , no existiendo una molécula N_6 .

b. Para ajustar una ecuación, lo mejor es empezar por un elemento que aparezca solo en una especie a cada lado de la ecuación. En este caso podríamos haber empezado por oxígeno o hidrógeno. La elección del nitrógeno no hubiese sido muy buena, ya que hay átomos de nitrógeno en ambas moléculas de reactivos: N_2H_4 y N_2O_4 .

Ejemplo: escriba la ecuación ajustada para la reacción entre: a) litio y azufre; b) bismuto y flúor

Solución:

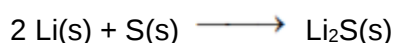
a) La fórmula es Li_2S . La reacción sin ajustar es:



Para ajustar los átomos de litio, es necesario agregar un coeficiente de 2 en el Li.



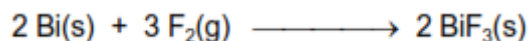
Incluyendo los estados físicos, se obtiene:



b) La fórmula del fluoruro de bismuto es BiF₃. La ecuación sin ajustar es:



y la ecuación final ajustada:



REACCIONES DE FORMACIÓN DE COMPUESTOS

Cuando dos o más sustancias reaccionan químicamente para formar otra u otras sustancias, la nueva especie química representa una unidad independiente. A fin de comprender más acabadamente la nomenclatura química, es conveniente que veamos de qué manera se forman los distintos compuestos inorgánicos: hidruros, óxidos, ácidos, bases y sales.

Para explicar de qué manera se forman estos compuestos veremos qué es lo que ocurre cuando los distintos elementos reaccionan con hidrógeno y oxígeno, para dar hidruros y óxidos. Posteriormente, se entenderá cómo a partir de su combinación con agua forman ácidos y bases, los que cuando reaccionan entre sí dan lugar a la formación de sales.

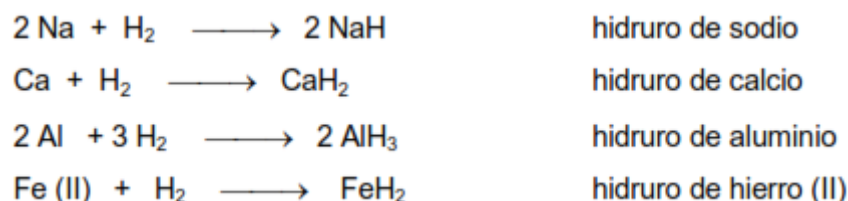
A -FORMACIÓN DE HIDRUROS

A1- HIDRUROS METÁLICOS:

En este caso el hidrógeno actúa con número de oxidación -1, lo cual representa una excepción ya que en los demás compuestos siempre tiene número de oxidación +1.



Ejemplos:

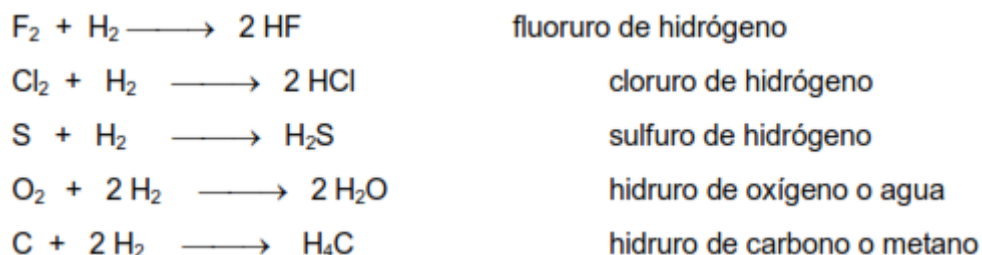


A2- HIDRUROS NO METÁLICOS:

En ellos, el hidrógeno actúa con número de oxidación +1.



Ejemplo:



Los hidruros no metálicos forman un grupo particular de compuestos en cuanto a sus propiedades ácido-base. Por ejemplo, cuando se disuelven en agua los halógenos (F, Cl, Br, I) todos con número de oxidación -1 y el S, Se y Te (con número de oxidación -2) forman soluciones ácidas. Por eso estos hidruros se consideran formadores de ácidos.

Los ácidos formados por un no metal e hidrógeno se denominan hidrácidos.



El agua, en la cual el oxígeno actúa con número de oxidación -2, tiene carácter anfótero: puede actuar como ácido o como base. El amoníaco, molécula en la que el nitrógeno tiene número de oxidación -3, cuando se disuelve en agua tiene carácter básico, ya que forma en solución NH_4OH .

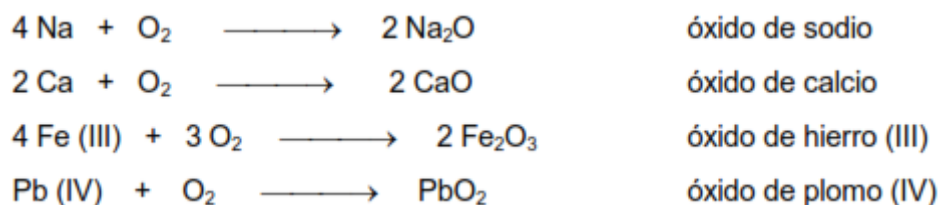
B - FORMACIÓN DE ÓXIDOS

B1 - ÓXIDOS BÁSICOS:

Son los que se forman a partir de la reacción de un metal con oxígeno. Se denominan así porque al combinarse con agua forman bases o hidróxidos. En este tipo de compuestos el oxígeno tiene número de oxidación -2, y en la mayoría de ellos, por ser compuestos iónicos, el oxígeno tiene carga -2.

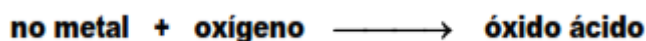


Ejemplos:



B2 - ÓXIDOS ÁCIDOS:

Se forman a partir de la reacción de un no metal con oxígeno. En estos compuestos los no metales siempre tienen números de oxidación positivos debido a que el oxígeno es más electronegativo que ellos y actúa con número de oxidación -2.



Debido a que los no metales presentan varios números de oxidación positivos, para la nomenclatura de los óxidos ácidos (formadores de ácidos) también se utiliza la nomenclatura clásica, fundamentalmente porque los ácidos siguen denominándose según la nomenclatura clásica. Por ejemplo: ácidos sulfúrico, nítrico, perclórico. Por otra parte, es necesario emplear reglas de nomenclatura química para referirnos a cada uno de esos estados de oxidación.

Por ejemplo: cloro, bromo y yodo (con números de oxidación +1, +3, +5 y +7), tienen el siguiente esquema:

1	3	5	7
hipo-oso	-oso	-ico	per-ico

En las reacciones de formación de estos óxidos se cumple para todos lo que ejemplificamos con el cloro:

		CLÁSICA	IUPAC
$\text{Cl}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{Cl}_2\text{O}$		óxido hipocloroso	monóxido de dicloro
$\text{Cl}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{Cl}_2\text{O}_3$		óxido cloroso	trioxido de dicloro
$\text{Cl}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{Cl}_2\text{O}_5$		óxido clórico	pentóxido de dicloro
$\text{Cl}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{Cl}_2\text{O}_7$		óxido perclórico	heptóxido de dicloro

Para los que tienen +4 y +6:

	4	6		
	-oso	-ico		
			CLÁSICA	IUPAC
$\text{S} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{SO}_2$			óxido sulfuroso	dióxido de azufre
$\text{S} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{SO}_3$			óxido sulfúrico	trioxido de azufre

Para los que tienen +3 y +5

		3 -oso	5 -ico	
				CLÁSICA
				IUPAC
$\text{N}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow$	N_2O_3		óxido nitroso	trióxido de dinitrógeno
$\text{N}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow$	N_2O_5		óxido nítrico	pentóxido de dinitrógeno

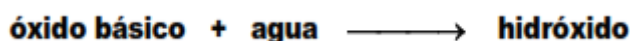
Debe señalarse que el nitrógeno representa un caso especial en cuanto a la posibilidad de formación de óxidos, ya que forma distintos óxidos actuando con todos los números de oxidación (+1, +2, +3, +4 y +5). Sin embargo, sólo forma ácidos a partir de aquellos óxidos en los que el N tiene números de oxidación +3 y +5 (óxidos nitroso y nítrico). Pero, para confundir más la cuestión, vulgarmente también se denominan óxidos nitroso y nítrico a otros óxidos de nitrógeno que no son formadores de ácidos y que tienen números de oxidación +1 y +2. Ambos son importantes contaminantes del aire (N_2O : óxido nitroso y NO : óxido nítrico). Sin embargo, por ahora no nos ocuparemos de estos óxidos a fin de evitar confusiones en la nomenclatura de los ácidos.

Para los que tienen +2 y +4

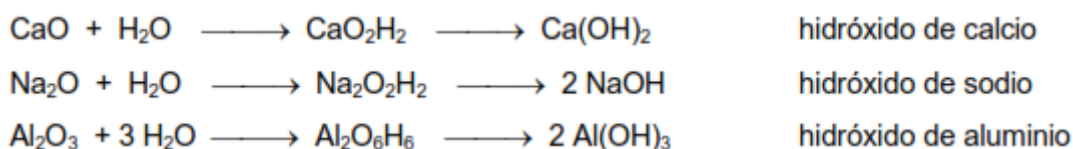
		2 -oso	4 -ico	
				CLÁSICA
				IUPAC
$\text{C} + \text{O}_2 \longrightarrow$	CO		óxido carbonoso	monóxido de carbono
$\text{C} + \text{O}_2 \longrightarrow$	CO_2		óxido carbónico	dióxido de carbono

C- FORMACIÓN DE BASES O HIDRÓXIDOS:

Resultan de la combinación de un óxido básico con agua. Los hidróxidos son compuestos ternarios ya que tienen tres tipos de átomos: metal, hidrógeno y oxígeno. Se caracterizan por tener un ion oxhidrilo (OH^-), monovalente y negativo.



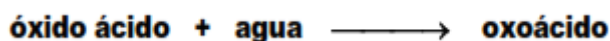
Ejemplos:



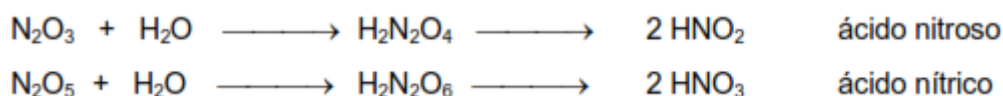
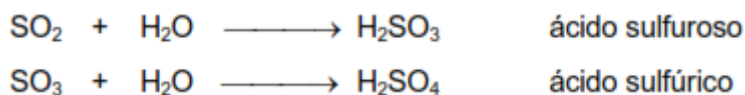
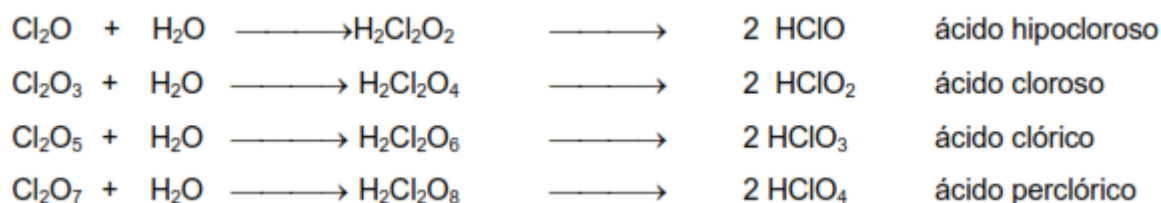
Para escribir las fórmulas de los hidróxidos resulta más conveniente hacerlo a partir del ion OH^- monovalente. Para esto se intercambia la carga del mismo con la carga del catión metálico.

D- FORMACIÓN DE ÁCIDOS: OXOÁCIDOS

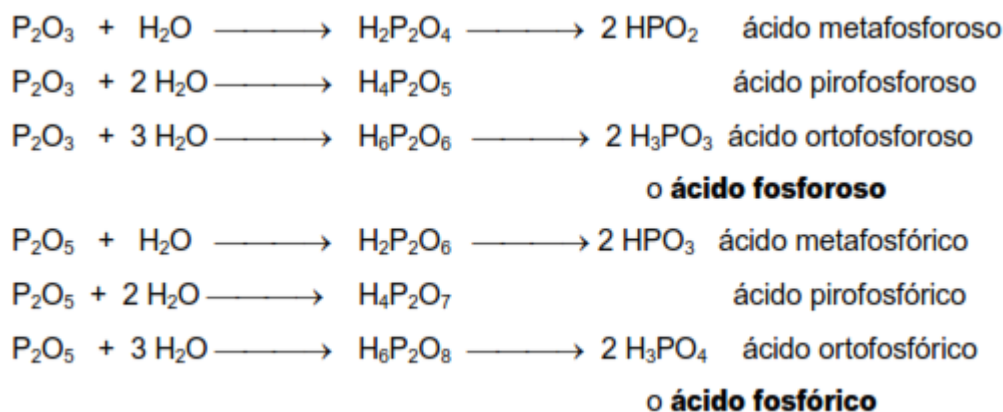
Se forman a partir de la reacción entre un óxido ácido y agua. La nomenclatura es similar a la de los óxidos ácidos (clásica) pero se antepone la palabra “ácido”. Generalmente se forman por la combinación de una molécula del óxido ácido con una molécula de agua, sin embargo, existen excepciones como ocurre con los ácidos del fósforo y con los demás elementos del mismo grupo (As, Bi, Sb) en los que los óxidos se combinan con una y hasta tres moléculas de agua.



Ejemplos:



Para los oxoácidos del fósforo

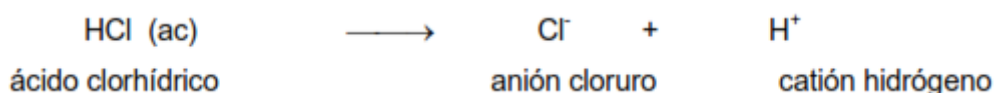


FORMACIÓN DE SALES:

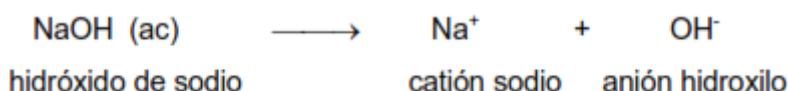
Como regla general puede decirse que toda reacción entre un ácido y una base da como productos una sal más agua. Sin embargo, debemos distinguir entre los distintos tipos de ácidos (hidrácidos y oxoácidos) a fin de determinar el tipo de sal que se forma.



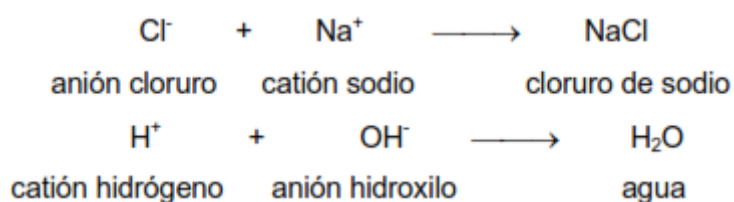
La formación de las sales (que son compuestos iónicos), puede explicarse debido a que los ácidos pierden iones hidrógeno (H^+) cuando se disuelven en agua y de este modo forman aniones.



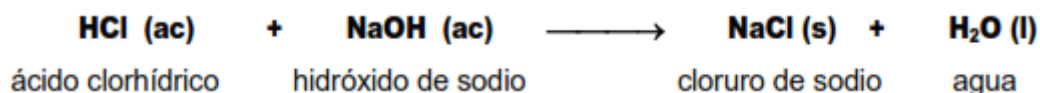
Las bases o hidróxidos, cuando se disuelven en agua se separan en iones hidroxilo (OH^-) y cationes metálicos, los que formaban ese compuesto.



De esta manera cuando reaccionan en disolución un ácido y una base, los cationes y aniones se unen por interacción iónica y forman una sal. Los iones hidrógeno con los iones hidroxilo se unen para formar moléculas de agua.

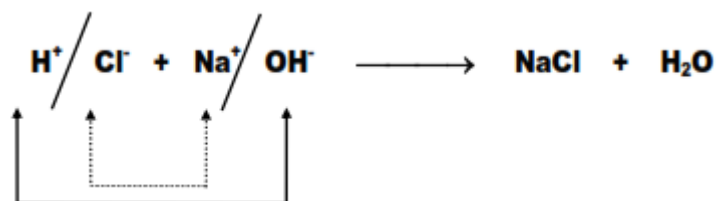


La reacción completa puede escribirse como:

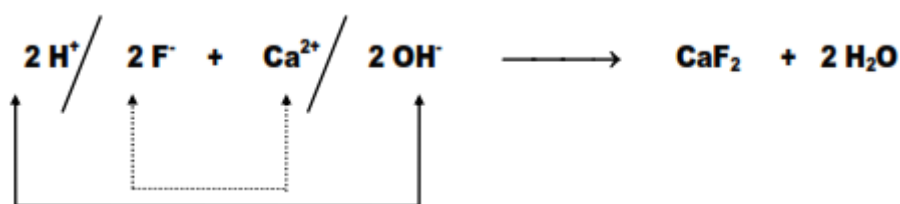
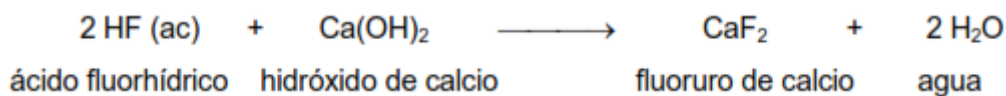


Estas reacciones se conocen como **“reacciones de neutralización”**

En la reacción:



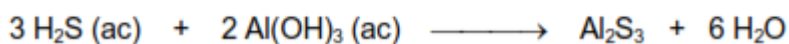
Otros ejemplos de formación de este tipo de sales son:



Debe notarse que en la formación de la sal se intercambian las cargas del catión y del anión, para que de este modo el producto formado (sal) sea eléctricamente neutro.

Aclaración: para el propósito de este ciclo, sólo se tratarán las **sales neutras**, donde la neutralización o eliminación de los H provenientes del ácido y los OH del hidróxido, es completa. Sin embargo, existen sales en las que la neutralización es incompleta (sales ácidas y básicas) que no se tratarán aquí.

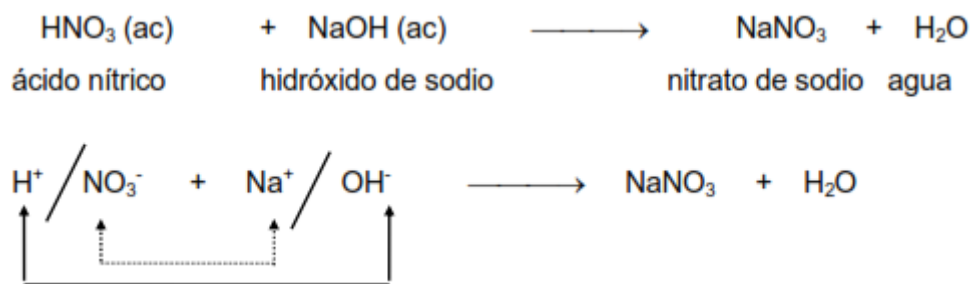
En el caso de los oxoácidos, cuando pierden uno o más iones hidrógeno forman oxoaniones. Estos oxoaniones cuando se unen a un metal dan oxisales. Por este motivo, cuando reacciona un oxoácido con un hidróxido para formar la sal correspondiente más agua, debemos saber no sólo el nombre del ácido inicial sino también si en la reacción, el mismo pierde todos o algunos



de los átomos de hidrógeno que contenía.



Ejemplo:



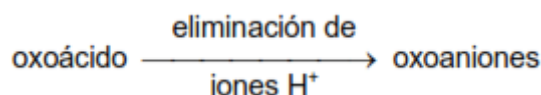
Para la nomenclatura de las oxisales (que llevan el nombre del oxoanión, proveniente del oxoácido, más el del metal proveniente del hidróxido) deben tenerse en cuenta los nombres de los ácidos de los cuales derivan. Como se vio anteriormente, a partir del oxoácido se formará un oxoanión por pérdida de uno o más de los iones hidrógeno que contenía.

Las reglas para nombrar los aniones de los oxoácidos son las siguientes:

- Cuando todos los iones hidrógeno se han eliminado de un ácido que terminaba en “oso”, el nombre del anión termina en “ito”. Así, a partir del HNO_2 (ácido nitroso), el anión derivado NO_2^- , se llama nitrito.
- Cuando todos los iones hidrógeno se han eliminado de un ácido que terminaba en “ico”, el nombre del anión termina en “ato”. Así, a partir del HNO_3 (ácido nítrico), el anión derivado NO_3^- , se llama nitrato.
- Los nombres de los aniones en los cuales se han perdido uno o más iones hidrógeno, pero no todos, deberán indicar el número de iones H presentes. Por ejemplo, si se consideran los aniones derivados del ácido fosfórico:

H_3PO_4	ácido fosfórico
H_2PO_4^-	fosfato diácido
HPO_4^{2-}	fosfato monoácido o fosfato ácido
PO_4^{3-}	fosfato

Debe notarse que el prefijo “mono” puede omitirse cuando sólo hay un H en el anión. La figura siguiente resume la nomenclatura de los oxoácidos y sus oxoaniones: eliminación de

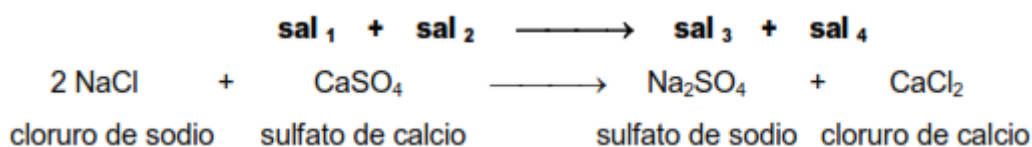


Ácido		Anión
"hipo – oso"	→	"hipo – ito"
"– oso"	→	"– ito"
"– ico"	→	"– ato"
"per – ico"	→	"hipo – ito"

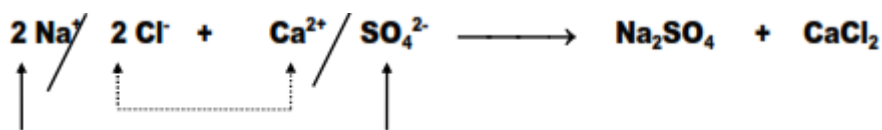
En la tabla que se muestra a continuación, se presentan los nombres de los oxoácidos y oxoaniones que contienen cloro:

Acido	Anión
HClO (ácido hipocloroso)	ClO ⁻ (hipoclorito)
HClO ₂ (ácido cloroso)	ClO ₂ ⁻ (clorito)
HClO ₃ (ácido clórico)	ClO ₃ ⁻ (clorato)
HClO ₄ (ácido perclórico)	ClO ₄ ⁻ (perclorato)

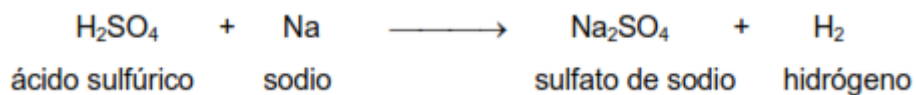
Cuando reaccionan dos sales, el producto son dos sales diferentes a las iniciales, formadas a partir de una reacción de doble sustitución:



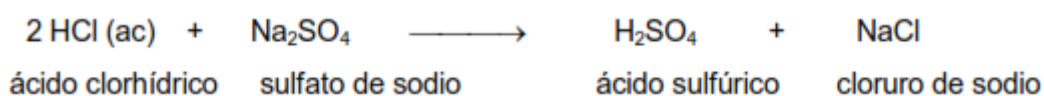
Debido a que esta es también una reacción de doble sustitución:



También pueden formarse sales a partir de la reacción entre un ácido y un metal con desprendimiento de hidrógeno gaseoso, en una reacción de sustitución simple:

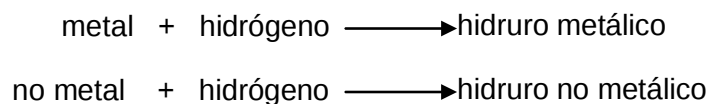


Del mismo modo una sal puede formarse por reacción entre un ácido y otra sal:

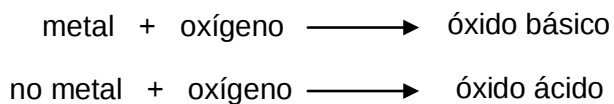


Las reacciones vistas anteriormente pueden resumirse en los siguientes cuadros:

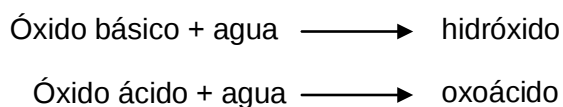
1. Reacción de metales y no metales con hidrógeno: formación de hidruros



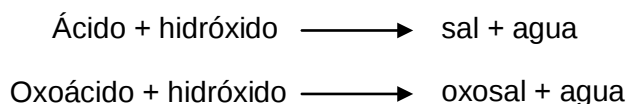
2. Reacción de metales y no metales con oxígeno: formación de óxidos



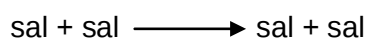
3. Reacción de óxidos con agua: formación de hidróxidos (bases) y oxoácidos



4. Reacción entre hidróxidos y ácidos: formación de sales



5. Reacción entre sales: formación de nuevas sales



FÓRMULAS DE LOS COMPUESTOS IÓNICOS

Tal como se ha explicado para la determinación de las fórmulas empíricas y moleculares, con los compuestos iónicos ocurre algo parecido. Es posible predecir teóricamente, las fórmulas de muchos compuestos iónicos simples haciendo uso del principio de la electroneutralidad. Por ejemplo, para escribir la fórmula del compuesto iónico cloruro de calcio, debemos saber que

los iones presentes son Ca^{2+} y Cl^- , por lo tanto, podemos predecir correctamente que la fórmula será CaCl_2 , ya que para neutralizar la carga de un ion Ca^{2+} se necesitan dos iones Cl^- .

Para poder aplicar este principio, es necesario conocer no sólo la carga de los iones sino que existen iones monoatómicos y poliatómicos:

- Iones **monoatómicos**, formados cuando un átomo gana o pierde electrones.
- Iones **poliatómicos**, que son partículas cargadas con uno o más átomos y provienen de moléculas.

IONES MONOATÓMICOS:

Las tablas anteriores muestran las cargas de los iones monoatómicos más corrientes, de acuerdo a la división del sistema periódico en metales y no metales. Observe que los iones Na^+ , Mg^{2+} , F^- y O^{2-} contienen en su configuración electrónica el mismo número de electrones, 10, que son los que hay en el átomo del gas noble neón ($10 p^+$, $10 e^-$). Vemos que, en general, **los elementos cercanos a un gas noble (grupo 8) en el sistema periódico tienden a formar iones con el mismo número de electrones que el átomo de gas noble.**

Los iones que tienen el mismo número de electrones que el átomo de gas noble más cercano, permiten inferir que:

- Los iones de los metales del grupo 1 tienen carga +1.
- Los iones de los metales del grupo 2 tienen carga +2.
- Los iones de los no metales del grupo 6 tienen carga -2.
- Los iones de los no metales del grupo 7 tienen carga -1.

Algunos de los metales alejados de los gases nobles en el sistema periódico, forman iones positivos, pero su estructura no está relacionada de una manera directa con la de los gases nobles y, de hecho, no hay una manera simple para predecir sus cargas. Estos son los iones de los **metales de transición** (los que se encuentran situados en los grupos centrales de la Tabla Periódica) y de los metales más pesados, situados en los grupos 4 y 5. Como se puede observar, la carga más frecuente de estos iones es +2. Menos frecuentes son las cargas +1 (Ag^+) y +3 (Cr^{3+} , Bi^{3+}). Por otra parte, algunos de estos metales forman más de un catión, como por ejemplo: Fe^{2+} y Fe^{3+} , Cu^+ y Cu^{2+} .

Ejemplo:

Prediga las fórmulas de los compuestos iónicos formados por:

a) litio y oxígeno, b) níquel y azufre, c) magnesio y cloro, d) bismuto y flúor.

Solución:

a) Li_2O , b) NiS c) MgCl_2 , d) BiF_3

Ejercicio N° 1:

Escriba las fórmulas del ioduro de cinc, sulfuro de plata, cloruro de bario y óxido de aluminio.

Al escribir la fórmula de un compuesto iónico se escribe
en primer lugar el ion positivo.

IONES POLIATÓMICOS:

Muchos compuestos conocidos contienen iones poliatómicos. El hidróxido de sodio (NaOH) contiene el ion hidróxido, OH^- . El carbonato de calcio (caliza), CaCO_3 , tiene el ion carbonato, CO_3^{2-} . En la tabla siguiente se muestran algunos de los iones poliatómicos más corrientes con su nombre y carga. Obsérvese que, con la sola excepción del ion amonio, NH_4^+ , todos los iones poliatómicos son aniones.

Las fórmulas de los compuestos iónicos con iones poliatómicos se pueden predecir de la misma manera que las de los monoatómicos. Para hallar el número de iones de cada clase se hace uso también del principio de electroneutralidad. Surge una pequeña complicación cuando el número de iones poliatómicos es más de uno. En este caso, el ion poliatómico se encierra entre paréntesis para evitar confusión.

Por ejemplo:

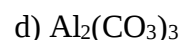
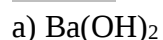


Ejercicio 1:

Con la ayuda de las tablas, prediga las fórmulas del:

a) hidróxido de bario, b) sulfato de potasio, c) fosfato de amonio, d) carbonato de aluminio.

Solución:



FÓRMULAS DE IONES POLIATÓMICOS MÁS FRECUENTES

+1	-1	-2	-3	-4
NH_4^+ (amonio)	OH^- (hidróxido)	CrO_4^{2-} (cromato)	AsO_4^{3-} (arseniato)	SiO_4^{4-} (ortosilicato)
H_3O^+ (hidronio)	CN^- (cianuro)	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ (dicromato)	BO_3^{3-} (borato)	
	H_2PO_4^- (fosfato diácido)	HPO_4^{2-} (fosfato monoácido)	PO_4^{3-} (fosfato)	
	HSO_4^- (sulfato ácido)	SO_4^{2-} (sulfato)		
	HSO_3^- (sulfito ácido)	SO_3^{2-} (sulfito)		
	HCO_3^- (carbonato ácido)	CO_3^{2-} (carbonato)		
	NO_3^- (nitrato)	SiO_3^{2-} (metasilicato)		
	NO_2^- (nitrito)			
	ClO^- (hipoclorito)			
	ClO_2^- (clorito)			
	ClO_3^- (clorato)			
	ClO_4^- (perclorato)			
	MnO_4^- (permanganato)			

Ejercicio 2:

¿Cuáles serán las fórmulas de:

a) hidróxido de potasio, b) fosfato de bario, c) sulfato de amonio, d) carbonato de sodio?

Ejercicio 3:

Escriba las fórmulas de:

- Carbonato de hierro (III)
- Sulfato de magnesio
- Nitrato de estroncio
- Cloruro de aluminio

- e) Fosfato de sodio
- f) Sulfuro de plata
- g) Sulfito de calcio

NOMBRES DE LOS COMPUESTOS: NOMENCLATURA QUÍMICA

El **nombre de un compuesto** es una consecuencia directa de la **fórmula** que lo representa

En la actualidad el número de compuestos químicos conocidos supera los sesenta millones, por lo cual resultaría imposible memorizar todos sus nombres si no existieran reglas para hacerlo. A través de los años los químicos han diseñado formas claras y sistemáticas para nombrar las sustancias químicas. Los esquemas de nomenclatura son enunciados por la IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada), y son aceptados mundialmente, lo que facilita la comunicación entre los químicos y aporta medios útiles para trabajar con la gran cantidad de sustancias identificadas hasta el momento.

Para iniciar el estudio de la nomenclatura es necesario distinguir primero entre compuestos orgánicos e inorgánicos. Los **compuestos orgánicos** *contienen carbono, generalmente combinado con elementos como hidrógeno, oxígeno, nitrógeno y azufre*. El resto de los compuestos se clasifican como **compuestos inorgánicos**. Sin embargo, algunos compuestos que contienen carbono como monóxido de carbono (CO), dióxido de carbono (CO₂), disulfuro de carbono (CS₂), los que tienen el grupo cianuro (CN⁻) y los grupos carbonato (CO₃²⁻) y carbonato ácido (HCO₃⁻) se consideran por conveniencia compuestos inorgánicos.

Para organizar y simplificar el estudio de la nomenclatura química, los compuestos inorgánicos se dividirán en dos categorías: a) compuestos iónicos y b) compuestos moleculares.

- a) Compuestos iónicos: casi todos ellos contienen cationes que derivan de metales y aniones mono y poliatómicos.
- b) Compuestos moleculares: generalmente formados por la unión de dos o más átomos de elementos no metálicos.

REGLAS DE NOMENCLATURA

La aplicación de reglas de nomenclatura se puede plantear a través de las siguientes preguntas: a) Dado el nombre de un compuesto ¿cuál es su fórmula?, b) Dada su fórmula ¿cómo lo nombramos?

Es necesario sistematizar, dentro de lo posible, la nomenclatura de la química inorgánica para que todos hablemos el mismo **"idioma"**. La fórmula de un compuesto se vincula con:

1. Su estructura
2. Las propiedades macroscópicas
3. Las propiedades químicas

En los primeros nombres de compuestos, dados en el siglo pasado se adoptaron criterios funcionales: el nombre de una sustancia aludía a la "función" química de esa sustancia y, por consiguiente, señalaba principalmente su comportamiento experimental.

La tendencia actual es preferentemente racional, así:

- Se fija el **nombre** de una sustancia en correspondencia con la **fórmula química**. El nombre informa, entonces, sobre la composición química y, en la medida de lo posible sobre la estructura del compuesto.
- Se acentúan la claridad y el entendimiento y se ordena la escritura de fórmulas con la menor cantidad posible de símbolos y signos adicionales.

Se debe aclarar que el uso histórico prolongado, hace que a muchos compuestos se los siga denominando con su nombre más común, como, por ejemplo: agua al H_2O , amoníaco al NH_3 .

I- FÓRMULAS Y NOMBRE DE SUSTANCIAS CONSTITUIDAS POR UN SOLO ELEMENTO QUÍMICO:

Las sustancias monoatómicas, por estar constituidas por átomos del mismo elemento, se representan únicamente por el símbolo del elemento químico. La monoatomicidad es característica de: los metales, del boro, telurio, carbono, silicio y de los gases raros.

La mayoría de los no metales forman moléculas poliatómicas con un número par de átomos:

- Moléculas diatómicas: F_2 , Cl_2 , O_2 , I_2 , N_2 .
- Moléculas tetraatómicas: P_4 , As_4 .
- Moléculas octoatómicas: S_8 , Se_8 .

La denominación es sencilla: molécula de flúor (F_2), molécula de fósforo (P_4), molécula de azufre (S_8), e idénticamente para las demás.

II- FÓRMULAS Y NOMBRE DE COMPUESTOS BINARIOS FORMADOS POR DOS ELEMENTOS QUÍMICOS

Para la formulación de estos compuestos se aplica la siguiente regla: Se escriben en primer lugar los **símbolos de los elementos**; a continuación, a cada símbolo se le coloca como **subíndice el número de oxidación del otro** y por último si los símbolos son múltiplos de un mismo número, **se dividen por éste** (simplificación de subíndices). Considere, al igual que en los compuestos iónicos, que el elemento con número de oxidación positivo se escribirá a la izquierda.

Ejemplo 1: Para la fórmula del compuesto que resulta de combinar oxígeno con calcio (óxido de calcio), se colocan el símbolo del calcio y al lado el del oxígeno CaO . En la formación de este compuesto el calcio participa con número de oxidación +2 y el oxígeno con número de oxidación -2, por lo tanto, al intercambiar los números de oxidación (sin los signos): Ca_2O_2 . Al simplificar: Ca_1O_1 . Por lo tanto, la fórmula final será (el subíndice 1 no se escribe):



Ejemplo 2:

Para escribir la fórmula del compuesto que surge de la combinación de azufre e hidrógeno:



Se intercambian los números de oxidación: H_2S_1

Al no ser posible la simplificación, la fórmula final queda: H_2S

En el único caso en que no se simplifican los subíndices, es en los compuestos llamados peróxidos, en donde el oxígeno tiene número de oxidación -1. Ej: H_2O_2 y Na_2O_2 .

Nótese que cuando se forma un compuesto, los números de oxidación de los elementos que intervienen tienen que tener signos opuestos.

a. **Óxidos básicos:** estudiaremos a continuación tres maneras diferentes de nombrar a este tipo de compuestos.

- **Nomenclatura Sistemática o de proporciones:** es la recomendada por la IUPAC se nombran a partir de prefijos griegos (mono, di, tri, tetra, penta, hexa, hepta, octa, nona, deca, undeca y dodeca) que indican la cantidad de átomos de cada elemento que constituyen al óxido, nombrándose primero al oxígeno con su prefijo seguido de la preposición **de** y, a continuación, el metal con el prefijo correspondiente.
- **Nomenclatura Stock:** se los nombra con la palabra óxido seguida de la preposición **de** y, a continuación, el nombre del metal. Si el metal puede actuar con dos o más números de oxidación, el que corresponda al compuesto se indica con números romanos y se encierra entre paréntesis.
- **Nomenclatura clásica o tradicional:** se los nombra con la palabra óxido seguida de la preposición **de** y, a continuación, el nombre del metal. Si el metal posee dos o más números de oxidación, se utiliza el sufijo -oso para el número de oxidación menor, e -ico para el mayor.

Aclaración: aunque la IUPAC desaconseja el uso de la denominación tradicional, como aún se sigue empleando en algunas disciplinas que utilizan la Química, es necesario conocerla.

A continuación, se presenta una tabla con diversos óxidos, y sus denominaciones, a modo de ejemplo, para poder reconocer y diferenciar cada tipo de nomenclatura.

Ejemplos:	Sistemática o de proporciones	Stock	Clásica o tradicional
FeO	Monóxido de hierro	Óxido de hierro (II)	Óxido ferroso
Fe ₂ O ₃	trióxido de dihierro	Óxido de hierro (III)	Óxido férrico
CaO	monóxido de calcio	Óxido de calcio	Óxido de calcio
Ag ₂ O	óxido de diplata	Óxido de plata	Óxido de plata

b. Óxidos ácidos: La IUPAC recomienda adoptar el sistema de proporciones, sin embargo, la nomenclatura clásica aún se encuentra muy extendida. Aunque algunos no metales pueden presentar varios números de oxidación, sus estados de oxidación **no se indican** mediante números romanos o sufijos.

- **Nomenclatura Sistemática de proporciones:** igual a lo visto para óxidos básicos, se indican las proporciones de cada elemento presente.
- **Nomenclatura clásica:** distingue a los elementos según los números de oxidación que poseen. Los óxidos que se forman se denominan por la palabra anhídrido seguida del nombre del no metal, en el cual un prefijo y un sufijo indican el número de oxidación.

Ejemplos:	IUPAC	CLÁSICA
Cl ₂ O	monóxido de dicloro	óxido hipocloroso
SO ₂	dióxido de azufre	óxido sulfuroso
N ₂ O ₃	trióxido de dinitrógeno	óxido nitroso
N ₂ O ₅	pentóxido de dinitrógeno	óxido nítrico
Cl ₂ O ₇	heptóxido de dicloro	óxido perclórico

Debido a que, al combinarse con el oxígeno, la mayoría de los no metales siempre actúan con sus números de oxidación positivos y, la mayoría de ellos tienen más de un número de oxidación, es necesario asignar diferentes categorías a los mismos. Por ejemplo: cloro, bromo y yodo (con números de oxidación +1, +3, +5 y +7), tienen el siguiente esquema:

	+1	+3	+5	+7
	hipo - oso	- oso	- ico	per - ico
Para los que tienen +4 y +6:		+4	+6	
		- oso	- ico	
Para los que tienen +3 y +5		+3	+5	
		- oso	- ico	
Para los que tienen +2 y +4		+2	+4	
		- oso	- ico	

c. De combinaciones de un metal o de un no metal con hidrógeno: hidruros.

El hidrógeno con los metales actúa con número de oxidación negativo (por ser un no metal), en cambio con los no metales adquiere número de oxidación positivo (comportándose como si fuera un metal). Así, en estas combinaciones, forma hidruros metálicos y no metálicos.

EJEMPLOS

De hidruros metálicos:

	IUPAC	CLÁSICA
NaH	hidruro de sodio	hidruro de sodio
CaH ₂	hidruro de calcio	hidruro de calcio
CuH	hidruro de cobre(I)	hidruro cuproso

De hidruros no metálicos:

en su mayoría, todavía se designan por nombres especiales.

	IUPAC	Nombre común
H ₂ O	agua	Agua
NH ₃	amoníaco	Amoníaco
CH ₄	metano	Metano
PH ₃	fosfano o fosfina	fosfano o fosfina

Cuando esto no ocurre, se nombra primero el no metal (con número de oxidación negativo), terminado en **uro** y luego al hidrógeno como si se tratara de un metal.

	IUPAC	CLASICA
HCl (g)	cloruro de hidrógeno	cloruro de hidrógeno
HF (g)	fluoruro de hidrógeno	fluoruro de hidrógeno
H ₂ S (g)	sulfuro de di hidrógeno	sulfuro de hidrógeno

Cuando los hidruros no metálicos, que originalmente son gases, se encuentran en disolución acuosa (ac), todavía son muy usados los nombres clásicos, formados por la palabra ácido seguida del nombre del no metal terminado en hídrico.

HCl (ac)	ácido clorhídrico
HF (ac)	ácido fluorhídrico
H ₂ S (ac)	ácido sulfhídrico

III- FÓRMULAS Y NOMBRE DE COMPUESTOS CONSTITUIDOS POR MÁS DE DOS ELEMENTOS

QUÍMICOS:

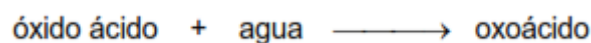
a. Hidróxidos o bases: desde el punto de vista de su fórmula química, los hidróxidos derivan de la combinación entre un metal y el anión monovalente **OH⁻** (oxhidrilo o hidroxilo). Por lo tanto, como un ion se comporta como si fuese un solo átomo (aunque conste de varios), la formulación de los hidróxidos sigue la misma pauta que los compuestos binarios.

En lo que respecta a la nomenclatura, a las palabras **hidróxido de**, sigue el nombre del metal (con el número de oxidación en cifras romanas, si el caso lo requiere)

Ejemplos

	IUPAC	CLÁSICA
Ca(OH) ₂	hidróxido de calcio	hidróxido de calcio
Fe(OH) ₃	hidróxido de hierro(III)	hidróxido férrico

b. Oxoácidos (u oxácidos): Desde el punto de vista de su fórmula, los oxoácidos son compuestos ternarios constituidos por hidrógeno, por un elemento que actúa como no metal y por oxígeno. Como sabemos, los oxoácidos se originan por la reacción:



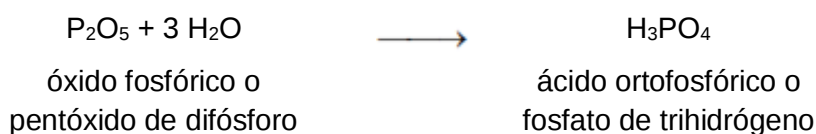
Por consiguiente, de la nomenclatura de los óxidos ácidos se pasa a la de los oxoácidos, cambiando simplemente la palabra óxido por la de ácido. Esta nomenclatura resulta tan clara, que la IUPAC admite su utilización.

Ejemplos:

	IUPAC	CLÁSICA
H ₂ SO ₃	sulfato (IV) de hidrógeno ó trioxo sulfato de dihidrógeno	ácido sulfuroso
HClO	monoxoclorato de hidrógeno	ácido hipocloroso
HClO ₄	tetraoxoclorato de hidrógeno	ácido perclórico

Ciertos óxidos ácidos admiten la adición de una, dos o tres moléculas de agua, dando lugar a tres ácidos, que se nombran respectivamente con los prefijos **meta-, piro- y orto-**; yuxtapuestos al nombre del ácido.

Por ejemplo, en el ácido ortofosfórico o ácido fosfórico:



c. Sales: desde el punto de vista de su fórmula, surgen de la sustitución total (sales neutras) o parcial (sales ácidas) de los hidrógenos de los ácidos por un metal. Como mencionamos previamente, a los fines de esta asignatura, sólo se analizarán sales neutras. El nombre de las sales, según la nomenclatura clásica termina en:

- **uro** si el ácido acaba en **-hídrico**
- **ato** si el ácido acaba en **-ico**
- **ito** si el ácido acaba en **-oso**

Ejemplos:

1. Para nombrar el compuesto de fórmula NaClO, debemos considerar primero que el sodio, por ser un metal, actúa sólo con número de oxidación +1 y ClO⁻, es el anión que deriva del HClO, ácido hipocloroso; por lo tanto, sus sales serán hipocloritos. En consecuencia, la sal citada será hipoclorito de sodio.

2. Para escribir la fórmula del carbonato de hierro (III) o carbonato férrico: en primer lugar, se escriben el símbolo del hierro y el anión que resulta de sacar el hidrógeno a la fórmula del ácido carbónico (que tiene dos). Luego se intercambian sus números de oxidación $(\text{Fe})_2 (\text{CO}_3)_3$.

Según IUPAC las sales de los oxoácidos, tienen el mismo esquema de nomenclatura que los oxoácidos.

Ejemplos	IUPAC *	CLASICA
SnSO_3	sulfato (IV) de estaño (II)	sulfito estannoso
$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$	nitrato(V) de cobre(II)	nitrato cúprico
Na_2S	sulfuro de sodio	sulfuro de sodio
CuS	sulfuro de cobre (II)	sulfuro cúprico
Na_2SO_3	sulfato (IV) de sodio	sulfito de sodio
K_3PO_4	fosfato (V) de potasio	fosfato de potasio

***En este curso solo vamos a usar nomenclatura clásica para oxoácidos y sales.**

La **formulación constituye el lenguaje de la Química**, por lo tanto, no es preciso insistir en lo importante que resulta el aprendizaje de la misma.

De ninguna manera debe interpretarse que el objetivo de un curso de Química es aprender a escribir fórmulas correctamente, más bien constituye el punto de partida para adquirir otros conocimientos básicos.

Para escribir la fórmula de sales resulta muy útil hacerlo a partir de los aniones que se originan cuando los ácidos pierden uno o más iones hidrógeno (H^+), a los cuales se les une un metal. Del mismo modo se pueden escribir las fórmulas de ácidos (agregándoles H^+), hidróxidos (a partir del ion hidróxido más el metal correspondiente) y óxidos (a partir del ion óxido más el correspondiente metal o no metal)

Ejemplo: Na_2O . Tiene dos elementos: sodio y oxígeno, por lo tanto, debo recurrir a las reglas de nomenclatura para compuestos binarios. Por tener oxígeno y un metal (Na), será un óxido básico. El nombre del compuesto es **óxido de sodio**.

Ejercicio N° 1:

Con ayuda de las Tablas y de las reglas de nomenclatura, nombra los siguientes compuestos:

- | | | | | | |
|---------------------------|-------------------|-----------------------------|----------------------------|------------------|---------------------------------|
| a) P_2O_5 | b) NaS | c) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ | d) K_3PO_4 | e) NaCl | f) AgNO_2 |
| g) NO_2 | h) LiClO | i) HNO_3 | j) Cl_2O_3 | k) CO | l) $\text{Al}_2(\text{SO}_3)_3$ |

Ejercicio N° 2:

Escriba las fórmulas de los siguientes compuestos:

- | | | |
|--------------------------|------------------------|-----------------------|
| a) Óxido de cesio | b) Óxido de berilio | c) Óxido de oro (III) |
| d) Óxido de mercurio (I) | e) Óxido de plomo (IV) | |

Ejercicio N° 3: Nombre con prefijos orto-, meta- y piro- a los siguientes ácidos:

- a) HPO_2 , b) H_2SiO_3 , c) HPO_3 , d) H_4SiO_4 , e) $\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7$, f) $\text{H}_6\text{Si}_2\text{O}_7$

Ejercicio N° 4:

Escriba la fórmula química de un compuesto binario formado por un anión poliatómico, cuyo número de oxidación sea 1^- , con un catión monoatómico de número de oxidación 3^+ .

Ejercicio N° 5:

Escriba la fórmula química de los siguientes compuestos:

- | | |
|--------------------------------|----------------------------|
| a) sulfuro de cadmio | b) bromuro de hierro (III) |
| c) óxido cloroso | d) nitrato de cobre (II) |
| e) hidróxido de manganeso (II) | f) ácido sulfuroso |
| g) ácido sulfhídrico | |

Ejercicio N°6:

Nombre a las siguientes sales:

- | | | |
|-----------------------------|-------------------------------|-------------------------------|
| a) FeBr_3 | b) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ | c) Ag_2S |
| d) Na_2CO_3 | e) AuF_3 | f) $\text{Ba}(\text{SO}_4)_2$ |

Ejercicio N° 7:

Escriba la fórmula química y nombre según IUPAC a:

- a) cuatro óxidos ácidos
- b) cuatro óxidos básicos
- c) cuatro oxácidos
- d) cuatro hidróxidos
- e) cuatro haluros
- f) cuatro hidruros metálicos
- g) cuatro hidruros no metálicos
- h) cuatro haluros

EJERCICIOS DE APLICACIÓN UNIDAD II

1. Escriba las fórmulas que representan la combinación de los elementos que se indican con el oxígeno. Entre paréntesis se indica el número de oxidación con el cual actúan:

- | | | |
|----------------|------------------|--------------------|
| a) Cloro (III) | d) Nitrógeno (V) | g) Estaño (IV) |
| b) Azufre (IV) | e) Hierro (II) | h) Selenio (VI) |
| c) Bromo (VII) | f) Cobre (I) | i) Manganeseo (IV) |

2. Escriba las fórmulas de los compuestos que se formarán al combinarse cada uno de los siguientes elementos con hidrógeno:

- | | | | | |
|-------|------|-------|------|------|
| a) Na | b) F | c) S | d) O | e) I |
| f) C | g) N | h) Ca | i) P | |

3. Determine el número de oxidación del elemento metálico en cada uno de los siguientes compuestos:

- | | | | |
|-------------------------------|---------------------------------|-----------------------------|---------------------------------|
| a) FeCl_2 | d) FeO | g) Fe_2O_3 | j) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ |
| b) HgCl_2 | e) $\text{Hg}_3(\text{PO}_4)_2$ | h) $\text{Bi}(\text{OH})_3$ | k) BaCO_3 |
| c) $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ | f) CuS | i) Na_2CO_3 | l) PbF_4 |

4. Determine el estado de oxidación del:

- Manganeseo en: a) MnO , b) $\text{Mn}_2(\text{SO}_4)_3$, c) MnO_2 , d) K_2MnO_4 y e) NaMnO_4
- Nitrógeno en: a) NH_4Cl , b) N_2 , c) N_2O , d) NO , e) KNO_2 , f) NO_2 y g) NaNO_3
- Azufre en: a) $\text{ZnS} \cdot \text{H}_2\text{O}$, b) NaHS , c) S_8 , d) SO_2 , e) H_2S , f) SO_3 , g) Na_2SO_3 y h) CaSO_4

5. Determine el número de oxidación del cloro en los siguientes compuestos:

- | | | | | |
|----------------------------|----------------------------|----------------------------|--------------------|--------------------|
| a) HCl | c) Cl_2O_7 | e) Cl_2O_5 | g) HClO | i) HClO_3 |
| b) Cl_2O_3 | d) Cl_2O | f) HClO_2 | h) HClO_4 | |

6. Calcule el número de oxidación del fósforo en los siguientes iones:

- | | | | |
|------------------------------|------------------------------|------------------------|------------------------|
| a) H_2PO_4^- | c) H_2PO_3^- | e) PO_4^{3-} | g) HPO_4^{2-} |
| b) PH_4^+ | d) PH_2^- | f) HPO_3^{2-} | |

7. Escriba y balancee las reacciones de formación de los siguientes óxidos:

- a) pentóxido de difósforo
- b) dióxido de carbono
- c) óxido de calcio
- d) trióxido de azufre
- e) óxido de cobre (I)
- f) pentóxido de dinitrógeno

8. Escriba y balancee las reacciones de formación de las siguientes bases, partiendo de la reacción con agua de los respectivos óxidos básicos:

- a) hidróxido de cinc
- b) hidróxido de sodio
- c) hidróxido de cobre (II)
- d) hidróxido de aluminio
- e) hidróxido de plomo (IV)
- f) hidróxido de cesio

9. Escriba y balancee las reacciones de formación de los siguientes oxoácidos, partiendo de la reacción con agua de los respectivos óxidos ácidos:

- a) ácido hipocloroso
- b) ácido sulfúrico
- c) ácido nitroso
- d) ácido fosfórico (ortofosfórico)
- e) ácido perbrómico
- f) ácido sulfuroso
- g) ácido carbónico
- h) ácido crómico

10. Escriba un conjunto de reacciones que representen la formación de:

- a) sulfato de sodio, a partir de azufre, oxígeno, sodio y agua
- b) fosfato de litio, a partir de fósforo, oxígeno, litio y agua.

11. A partir de reacciones de neutralización, plantee las ecuaciones químicas para la formación de las siguientes sales:

- a) cloruro de calcio
- b) nitrito de bario
- c) sulfato de bario
- d) perclorato de cobre (II)
- e) nitrato de hierro (III)
- f) sulfito de sodio
- g) sulfato de plomo (IV)
- h) carbonato de aluminio
- i) fosfato de potasio

12. La fórmula del arseniato de potasio es K_3AsO_4 y la del dicromato de potasio es $K_2Cr_2O_7$.

a) Calcule el número de oxidación de cada elemento en los compuestos mencionados.

b) A partir de los compuestos indicados, escriba las fórmulas de:

* Arseniato de calcio

* Dicromato de bario

* Arseniato de hierro (III)

* Dicromato de oro (III)

* Arseniato de plomo (IV)

* Dicromato de estaño (IV)

13. Defina los siguientes términos: compuesto binario, compuesto ternario, ácido, oxoácido, oxoanión, base, hidrato.

14. Nombre los siguientes compuestos:

a) HBr (gas)

g) CaF_2

m) NaClO

s) Fe_2O_3

b) HBr (en agua)

h) FeF_3

n) Ag_2CO_3

t) NaH

c) Li_2CO_3

i) P_4O_6

o) $FeCl_2$

u) $Li(OH)$

d) $NaMnO_4$

j) CdI_2

p) $KMnO_4$

v) Na_2O

e) CaI

k) $SrSO_4$

q) $CsClO_3$

w) Na_2O_2

f) HI (gas)

l) $Al(OH)_3$

r) FeO

x) $Al(OH)_3$

15. Escriba las fórmulas de los siguientes compuestos:

a) nitrito de cobre (II)

l) ácido perbrómico

b) sulfuro de potasio

m) ácido yodhídrico

c) sulfuro de calcio

n) carbonato de plomo (IV)

d) fosfato de magnesio

o) fluoruro de estaño (II)

e) fosfato de bario

p) óxido de mercurio (II)

f) fosfato de potasio

q) yoduro de mercurio (I)

g) heptafluoruro de yodo

r) sulfato de cobre (II)

h) sulfato de amonio

s) cloruro de litio

i) perclorato de plata

t) carbonato de hierro (II)

j) cromato de hierro (III)

u) hidróxido de oro (III)

k) carbonito de cobre (I)

v) dióxido de nitrógeno

16. Escriba las fórmulas de los compuestos iónicos que se mencionan. Para ello utilice las tablas de aniones y de cationes que se dan en la parte teórica.

a) dicromato de potasio

d) óxido de aluminio

b) fosfato de estaño (II)

e) sulfato de sodio

c) sulfuro de oro (I)

f) nitrato de magnesio

17. Escriba las fórmulas de los compuestos iónicos que se mencionan. Para ello utilice las tablas de aniones y de cationes que se dan en la parte teórica.

a) sulfato de cromo (III)

d) clorato de estroncio

b) nitrito de cinc

e) sulfuro de cobre (I)

c) yoduro de plomo (II)

f) carbonato de manganeso (II)

18. Escriba el nombre de los siguientes óxidos según IUPAC:

- | | | |
|--------------------------|----------------------------|----------------------------|
| a) Cl_2O | d) FeO | g) I_2O_7 |
| b) Cu_2O | e) Fe_2O_3 | h) Mn_2O_7 |
| c) SnO | f) I_2O_5 | i) CO_2 |

19. Escriba el nombre de los siguientes hidróxidos según IUPAC:

- | | | |
|-----------------------------|-----------------------------|-----------------------------|
| a) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ | d) $\text{Pb}(\text{OH})_4$ | g) CuOH |
| b) NaOH | e) $\text{Al}(\text{OH})_3$ | h) KOH |
| c) $\text{Au}(\text{OH})_3$ | f) $\text{Mn}(\text{OH})_2$ | i) $\text{Cr}(\text{OH})_3$ |

20. Escriba el nombre de los siguientes ácidos:

- | | | |
|----------------------------|----------------------------|----------------------------|
| a) HNO_2 | e) H_3PO_3 | i) H_2SO_3 |
| b) H_2SO_4 | f) HF | j) HCl |
| c) H_2S | g) H_3PO_4 | k) H_2CO_2 |
| d) H_2CO_3 | h) HNO_3 | l) HClO_4 |

21. Coloque el nombre según IUPAC a los siguientes óxidos señalando cuáles son óxidos ácidos y cuáles óxidos básicos:

- | | | |
|----------------------------|----------------------------|----------------------------|
| a) CuO | g) Fe_2O_3 | m) N_2O_3 |
| b) CO_2 | h) P_2O_5 | n) Br_2O_7 |
| c) CrO_3 | i) SO_2 | o) MnO_2 |
| d) Cl_2O_3 | j) HgO | p) Br_2O_5 |
| e) Cu_2O | k) Au_2O_3 | q) PbO |
| f) Na_2O | l) SnO_2 | r) Au_2O |

22. Coloque el nombre a cada uno de los compuestos siguientes, indicando si son óxidos, ácidos, bases o sales:

- | | | |
|-----------------------------|---------------------------------|-----------------------------|
| a) AgNO_3 | h) MgSO_4 | o) NaClO |
| b) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ | i) NaClO_2 | p) KNO_2 |
| c) H_2SO_3 | j) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ | q) H_2S |
| d) HBrO_4 | k) Na_2SO_3 | r) RbOH |
| e) H_2S | l) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ | s) K_3PO_4 |
| f) CaS | m) H_2SO_3 | t) HClO_3 |
| g) HIO | n) HNO_3 | u) $\text{Ca}(\text{CO}_3)$ |

UNIDAD III

Estequiometría: Escritura y balance de las reacciones químicas. Relaciones estequiométricas en las reacciones. Reactivo limitante, rendimiento teórico y pureza de reactivos.

RELACIONES DE MASA EN LAS REACCIONES

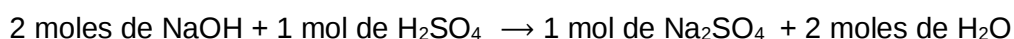
Uno de los usos principales de las ecuaciones químicas ajustadas es poder relacionar las masas de reactivos y productos de una reacción. Se puede utilizar una ecuación ajustada para calcular la cantidad necesaria de un reactivo, y la cantidad de producto que se va a formar, si se conoce la cantidad de otro de los reactivos. Los cálculos de este tipo se basan en un principio muy importante:

Los **coeficientes** de una ecuación ajustada **representan el número de moles** de los reactivos y productos

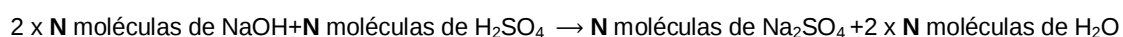
Para comprobar esto consideremos la reacción entre NaOH y H₂SO₄:



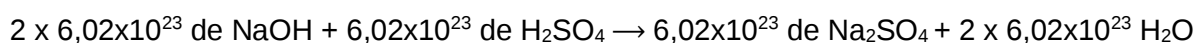
Los coeficientes de esta ecuación representan los números de moles, es decir:



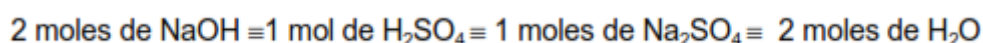
Sin embargo, una ecuación química no se altera si se multiplican sus coeficientes por el mismo número. El número puede ser 2,5 o cualquier otro; en particular, **N**, el **número de Avogadro**:



Como vimos anteriormente, un mol representa un número de Avogadro de unidades. Por lo tanto, podemos escribir:



Que es la relación que queríamos demostrar. Desde un punto de vista algo diferente, también podemos decir que en esta ecuación:



donde el símbolo $\equiv$ quiere decir que las cantidades relacionadas son químicamente equivalentes en la reacción.

Ejemplo:

Para la reacción:

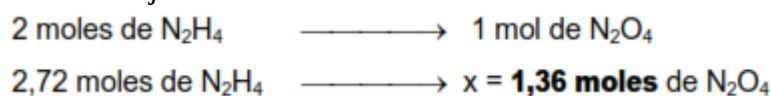


Calcule:

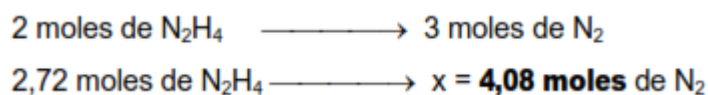
- el número de moles de N_2O_4 necesarios para reaccionar con 2,72 moles de N_2H_4 .
- el número de moles de N_2 producidos por 2,72 moles de N_2H_4 .

Solución:

- a) A partir de la ecuación ajustada:



- b) En este caso:



Ejercicio N° 1:

¿Cuántos moles de AlI_3 se obtienen a partir de 1,68 moles de I_2 en la reacción entre el aluminio y el yodo? La ecuación sin ajustar es:



La aproximación seguida en el ejemplo anterior se puede extender fácilmente a reacciones que incluyen la masa en gramos de los reactivos y productos. Para ello se debe transformar moles en gramos, conociendo el peso molecular de las sustancias implicadas. De esta manera es posible usar los coeficientes de una ecuación ajustada para relacionar:

- moles de una sustancia con gramos de otra
- gramos de una sustancia con gramos de otra

Ejercicio N° 2:

El amoníaco usado para preparar fertilizantes, se obtiene haciendo reaccionar el nitrógeno del aire con hidrógeno. La ecuación ajustada es:



Calcular:

- la masa en gramos de amoníaco, NH_3 , formada a partir de 1,34 moles de N_2 .
- la masa en gramos de N_2 necesaria para formar 1,00 kg de NH_3 .
- el número de moléculas de H_2 necesario para reaccionar con 6,00 g de N_2 .
- el volumen de H_2 (en CN de presión y temperatura) necesario para obtener 100,0 g de NH_3 .
- los moles de H_2 y N_2 que deben reaccionar para obtener 112,0 L de NH_3 en CN.

Cálculos como los que aparecen en los ejercicios vistos recientemente, son comunes en química. El camino a seguir depende de las cantidades que necesite relacionar, pero siempre el primer paso corresponde a verificar si la ecuación está ajustada.

1. Para relacionar moles de una sustancia, A, con moles de otra sustancia, B, se trabaja directamente con los coeficientes de la reacción ajustada. El factor de conversión necesario se obtiene de la relación:

$$a \text{ moles de A} = b \text{ moles de B}$$

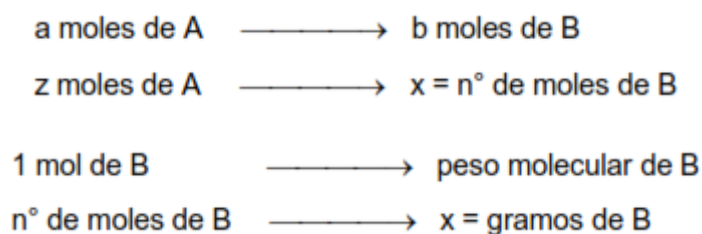
donde a y b son los coeficientes de A y B, respectivamente, en la ecuación ajustada.

2. Para relacionar gramos de A con moles de B, o viceversa, se requieren dos conversiones sucesivas. Una incluye los coeficientes de la reacción ajustada como en 1. La otra es necesaria para relacionar moles con gramos, por medio del peso molecular.

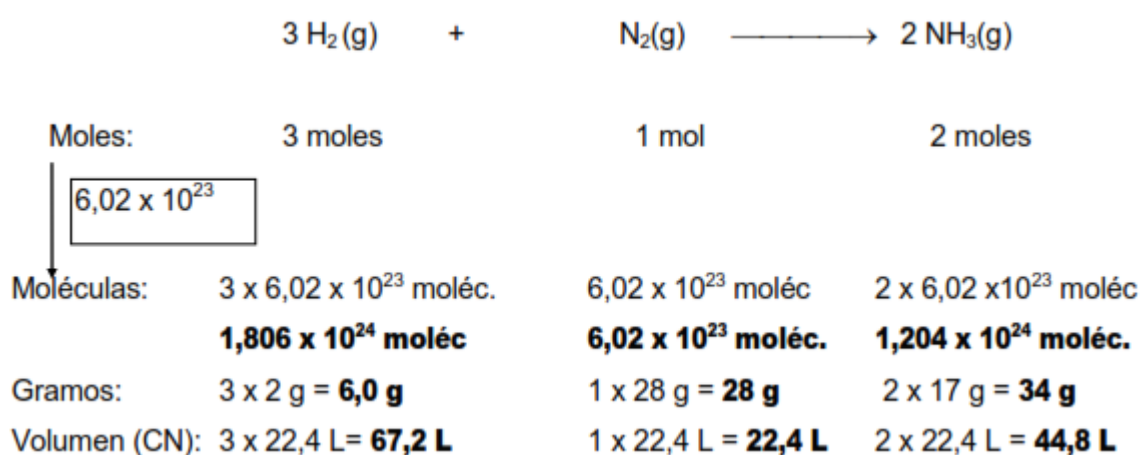
$$\begin{array}{lcl} \text{peso molecular de A} & \longrightarrow & 1 \text{ mol de A} \\ \text{Y gramos de A} & \longrightarrow & x = Z \text{ moles de A} \\ \\ a \text{ moles de A} & \longrightarrow & b \text{ moles de B} \\ z \text{ moles de A} & \longrightarrow & x = n^\circ \text{ de moles de B} \end{array}$$

3. Para relacionar gramos de A con gramos de B se necesita realizar tres conversiones. En primer lugar, se transforma en moles de A; a continuación, en moles de B (haciendo uso de los coeficientes de la ecuación ajustada), y finalmente, en gramos de B.

$$\begin{array}{lcl} \text{peso molecular de A} & \longrightarrow & 1 \text{ mol de A} \\ \text{Y gramos de A} & \longrightarrow & x = Z \text{ moles de A} \end{array}$$



Para sustancias gaseosas que se encuentran en CN de presión y temperatura también puede calcularse el volumen que reacciona o se forma de esa sustancia, y del mismo modo, el número de moléculas, a partir del número de Avogadro. De este modo planteando todas las relaciones posibles en una ecuación ajustada estequiométricamente podremos relacionar entre sí a las distintas unidades, tal como se esquematiza en el siguiente ejemplo:



REACTIVO LIMITANTE

Cuando se efectúa una reacción en el laboratorio, los reactivos comúnmente no están presentes en las *cantidades estequiométricas* exactas, esto es, en las proporciones indicadas en la ecuación química balanceada. El reactivo que se consume primero en la reacción se llama *reactivo limitante*, dado que la máxima cantidad de producto formado depende de la cantidad presente del reactivo que se consume primero. Cuando se acaba este reactivo, no se puede formar más producto. Los *otros reactivos, presentes en cantidades mayores que las requeridas para reaccionar con la cantidad de reactivo limitante*, quedarán sin reaccionar y se llaman *reactivos en exceso*.

Ejemplo:

Cuando se calientan los elementos yodo y aluminio, reaccionan para dar un compuesto: el yoduro de aluminio. La ecuación ajustada es:



Los coeficientes de esta reacción nos indican los números relativos de moles de reactivos y productos: dos moles de Al (54,0 g de Al) reaccionan exactamente con tres moles de I₂ (761,4 g de I₂) para dar dos moles de AlI₃ (815,4 g de AlI₃). Si se mezclan el aluminio y el yodo en la relación molar 2:3, es de esperar que ambos reactivos se consuman completamente para dar dos moles de yoduro de aluminio.

En general, en el laboratorio, los reactivos no se mezclan en la relación exacta necesaria para la reacción, sino que uno de los reactivos se usa en exceso, generalmente el más barato, para asegurarnos que la reacción ocurrió completamente. Por ejemplo, podríamos haber mezclado 3,00 moles de Al, con 3,00 moles de I₂, en cuyo caso el Al estaría en exceso, ya que solo necesitamos 2,00 moles de Al para que reaccionen con 3,00 moles de I₂. Después de efectuada la reacción, es de esperar que quede un mol de Al en exceso:

Exceso de Al = 3,0 moles presentes inicialmente - 2,0 moles consumidos en la reacción = 1,0 moles

Los 3,00 moles de I₂ se deberían haber gastado por completo para dar 2,00 moles de AlI₃. Después de concluida la reacción, el sólido obtenido será una mezcla de producto: 2 moles de AlI₃ (815,4 g de AlI₃) y 1,00 moles de Al sin reaccionar (27,0 g de Al).

En estas situaciones se debe distinguir entre reactivo en exceso (Al) y reactivo limitante. La cantidad de producto formado está determinada (limitada) por la cantidad de reactivo limitante (el que está en menor cantidad). Con 3,00 moles de I₂, no se pueden obtener más de dos moles de AlI₃, sea cual sea el exceso de Al que tengamos.

En los cálculos estequiométricos que incluyen reactivos limitantes, el primer paso es determinar cuál es el reactivo limitante. Después que el reactivo limitante ha sido identificado, el resto del problema se puede resolver como se ha indicado en el tema anterior, calculando las relaciones de masa entre reactivos y productos. Debe tenerse en cuenta que en estos ejercicios del reactivo que esté en exceso reaccionará sólo una parte de la cantidad inicial, la correspondiente a su relación estequiométrica en la reacción química ajustada.

En la práctica, los químicos por lo general eligen la sustancia más cara como reactivo limitante porque quieren asegurarse de que todo o su gran mayoría sea consumido en la reacción. A

menudo es difícil o costoso recuperar el (los) reactivo (s) en exceso; no obstante, en muchos procesos industriales pueden reciclarse los reactivos en exceso.

RENDIMIENTO DE LAS REACCIONES

La *cantidad de reactivo limitante* presente al inicio de una reacción determina *la cantidad de producto que se puede obtener en esa reacción*. Esta cantidad se llama **rendimiento de la reacción**. Hay tres tipos de rendimientos relacionados con el estudio cuantitativo de las reacciones químicas:

a. Rendimiento teórico de una reacción: es la cantidad del producto que se predice se obtendrá mediante la ecuación balanceada, cuando ha reaccionado todo el reactivo limitante.

El rendimiento teórico es, entonces, el *rendimiento máximo* que se puede obtener.

b. Rendimiento real de una reacción: es la cantidad de producto que se obtiene en la práctica. Es casi siempre inferior al rendimiento teórico y existen varias razones para ello. Por ejemplo, muchas reacciones son reversibles, por lo que no ocurren en un 100 % de izquierda a derecha. Otras veces, aun cuando la reacción sea 100 % completa, es muy difícil recuperar todo el producto del medio de reacción (por ejemplo, de una disolución acuosa). Otra causa es que algunas reacciones son complejas debido a que los productos formados pueden reaccionar entre sí o con los reactivos para dar lugar a otros productos. Así, estas reacciones posteriores reducen el rendimiento de la primera reacción.

c. Rendimiento porcentual (% de rendimiento): es el término más empleado por los químicos y el mismo describe la proporción del rendimiento real con respecto al rendimiento teórico. Se define como:

$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100$$

Los rendimientos porcentuales pueden variar dentro de una fracción de 1% hasta el 100%. Una meta importante para los químicos, es la optimización del rendimiento porcentual del producto de una reacción.

Ejemplo:

Si se mezclan 3,0 moles de I_2 con exceso de Al, los coeficientes de la ecuación nos dicen que el rendimiento teórico del AlI_3 es de 2,0 moles. A veces se dan las cantidades de dos reactivos diferentes y se pide que calculemos el reactivo limitante y el rendimiento teórico de la reacción. Para ello es conveniente usar un método sistemático, que consta de tres etapas:

- Se calcula la cantidad de producto que se formaría si el primer reactivo se consumiera completamente.

- Se repiten los cálculos para el segundo reactivo, es decir, se calcula cuánto producto se formaría si se consumiese todo el segundo reactivo.
- Se elige la menor de las dos cantidades de 1 y 2. Esto es el rendimiento teórico de la reacción para formar el o los productos, y el reactivo que da la menor cantidad es el **reactivo limitante**. El otro reactivo está en exceso, y sólo se ha consumido una parte de él.
- Cabe aclarar que el rendimiento de una reacción se relaciona o afecta al producto formado, **no así a la reacción entre los reactivos**.

Ejemplo:

Consideremos la reacción:



Calcular el reactivo limitante y el rendimiento teórico de la reacción si partimos de:

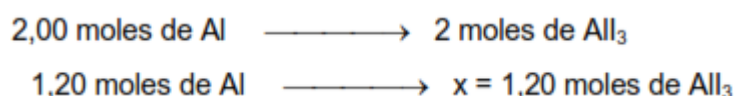
- 1,20 moles de Al y 2,40 moles de I₂.
- 1,20 g de Al y 2,40 g de I₂.

Solución:

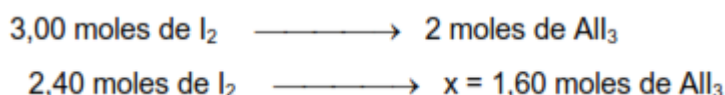
a) Se calcula la cantidad de producto formada por los dos reactivos, usando los factores de conversión que se obtienen directamente de los coeficientes de la reacción ajustada:



1. Si el aluminio es el reactivo limitante:



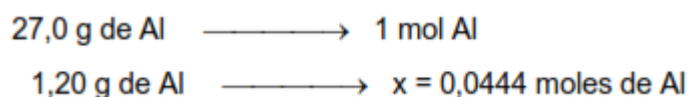
2. Si el yodo es el reactivo limitante:

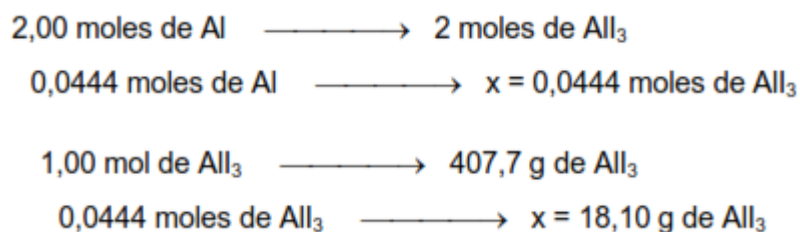


3. El rendimiento teórico el AlI₃ corresponde a la cantidad **más pequeña**; 1,20 moles de AlI₃, por lo que el reactivo limitante es el Al, habiendo un exceso de I₂.

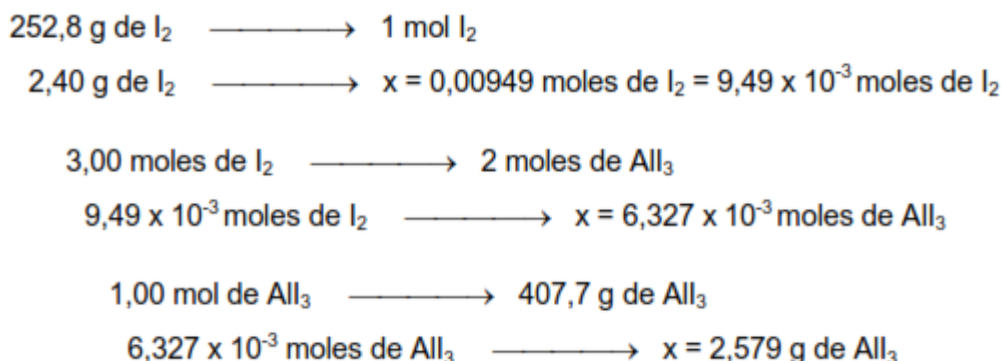
b) Para calcular la cantidad de producto, se siguen las tres etapas mencionadas. Los pesos moleculares del Al, I₂ y AlI₃ son respectivamente: 27,0 g/mol; 252,8 g/mol y 407,7 g/mol.

1. Masa de AlI₃ formada si se consumiese todo el Al:





2. Masa de Al_3 formada si se consumiese todo el I_2 :



3. El rendimiento teórico del Al_3 es la cantidad menor que se obtiene; $6,327 \times 10^{-3}$ moles de Al_3 , por lo que el reactivo limitante es el I_2 , habiendo un exceso de Al.

Ejercicio:

El titanio es un metal liviano y resistente a la corrosión. Se usa en la construcción de naves espaciales, aviones y motores. Se prepara por reducción del cloruro de titanio (IV) con magnesio fundido de 950°C a 1150°C , según la reacción:



En determinada operación se mezclan para que reaccionen $3,54 \times 10^4 \text{ kg}$ de TiCl_4 con $1,13 \times 10^4 \text{ kg}$ de Mg.

- Calcule el rendimiento teórico de Ti en kg.
- Calcule el rendimiento porcentual si en realidad se obtienen $7,91 \times 10^3 \text{ kg}$ de Ti.

Solución:

a) las masas molares de TiCl_4 y Mg son 189,7g y 24,31 g respectivamente. Empleando el factor de conversión $1 \text{ kg} = 1000 \text{ g}$, pueden calcularse los moles de TiCl_4 y de Mg que reaccionan

$$\begin{array}{rcl}
 1 \text{ mol de TiCl}_4 & \text{-----} & 189,7 \text{ g de TiCl}_4 \\
 x & \text{-----} & 3,54 \times 10^7 \text{ g de TiCl}_4 \\
 \mathbf{x = 1,87 \times 10^5 \text{ moles de TiCl}_4} \\
 1 \text{ mol de Mg} & \text{-----} & 24,31 \text{ g de Mg} \\
 x & \text{-----} & 1,13 \times 10^7 \text{ g de Mg} \\
 \mathbf{x = 4,65 \times 10^5 \text{ moles de Mg}}
 \end{array}$$

A continuación, se determina cuál de las dos sustancias es el reactivo limitante. De la ecuación balanceada se desprende que:



por lo tanto, el número de moles de Mg que se necesitan para reaccionar con $1,87 \times 10^5$ moles de TiCl_4 es:

$$\begin{array}{rcl}
 1 \text{ mol de TiCl}_4 & \text{-----} & 2 \text{ moles de Mg} \\
 1,87 \times 10^5 \text{ moles de TiCl}_4 & \text{-----} & \mathbf{x = 3,74 \times 10^5 \text{ moles de Mg}}
 \end{array}$$

Como hay $4,65 \times 10^5$ moles de Mg presentes, más que lo necesario para reaccionar con la cantidad de TiCl_4 que se tiene, el Mg debe ser el reactivo en exceso y el TiCl_4 el limitante.

Como $1 \text{ mol de TiCl}_4 \equiv 1 \text{ mol de Ti}$, la cantidad teórica de Ti formada es:

$$\begin{array}{rcl}
 189,7 \text{ g de TiCl}_4 & \text{-----} & 47,88 \text{ g de Ti} \\
 3,54 \times 10^7 \text{ g de TiCl}_4 & \text{-----} & \mathbf{x = 8,93 \times 10^6 \text{ g de Ti} = 8,93 \times 10^3 \text{ kg de Ti}}
 \end{array}$$

b) Para encontrar el rendimiento porcentual se escribe:

$$\begin{aligned}
 \% \text{ de rendimiento} &= \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100 \\
 \% \text{ de rendimiento} &= \frac{7,91 \times 10^3 \text{ kg}}{8,93 \times 10^3 \text{ kg}} \times 100 \\
 &= \mathbf{88,6 \%}
 \end{aligned}$$

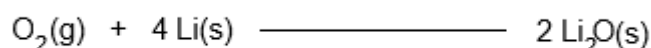
PUREZA DE REACTIVOS

La mayor parte de las sustancias que se emplean en el laboratorio no tienen pureza del 100%. Es decir que al trabajar con sustancias es importante considerar el porcentaje de impureza presente, ya que estas no formarán parte de la reacción. Por ejemplo, si una etiqueta de un envase conteniendo sulfato cúprico (CuSO_4) indica que contiene una pureza del 99,4% en masa,

sabré que el 0,6% de la masa de esa sustancia corresponde a impurezas, es decir, no es sulfato cúprico.

Ejemplo:

Reaccionan 30 litros de oxígeno gaseoso de 80% de pureza en CNPT, con la suficiente cantidad de litio. Según la siguiente reacción:



- a) ¿Cuántos moles de óxido de litio se formarán?
- b) ¿Con cuántos gramos de litio reaccionarán esos 30 litros de oxígeno gaseoso de 80% de pureza?

Solución:

a) Para calcular los moles de producto que se obtendrán:

1. Debo saber primero cuál es la cantidad real de reactivo que tengo. En este caso como la pureza de la muestra de oxígeno es del 80%:

$$\begin{array}{rcl} 100 \text{ litros de muestra} & \longrightarrow & 80 \text{ litros de O}_2 \\ 30 \text{ litros de muestra} & \longrightarrow & x = 24 \text{ litros de O}_2 \end{array}$$

Entonces sólo **24 litros corresponden a O₂** y son los que reaccionarán para formar producto.

2. Teniendo en cuenta que un mol de cualquier gas en CNPT ocupan un volumen de 22,4 litros y considerando las relaciones estequiométricas de la reacción balanceada calculamos cuánto óxido de litio se formará:

$$\begin{array}{rcl} 22,4 \text{ litros de O}_2 & \longrightarrow & 2 \text{ moles de Li}_2\text{O} \\ 24 \text{ litros de O}_2 & \longrightarrow & x = 2,14 \text{ moles de Li}_2\text{O} \end{array}$$

b) Para saber cuántos gramos de litio reaccionan con el O₂:

1. Es importante recordar que sólo el 80% de esa muestra es realmente oxígeno:

$$\begin{array}{lcl} 100 \text{ litros de muestra} & \text{—————} & 80 \text{ litros de O}_2 \\ 30 \text{ litros de muestra} & \text{—————} & x = 24 \text{ litros de O}_2 \end{array}$$

Entonces sólo **24 litros corresponden a O₂** y son los que reaccionarán con Li.

2. Considerando las relaciones estequiométricas de la reacción balanceada calculamos cuánto necesitamos de litio:

$$\begin{array}{lcl} 22,4 \text{ litros de O}_2 & \text{—————} & 4 \times 6,94 \text{ g de Li} \\ 24 \text{ litros de O}_2 & \text{—————} & x = 29,74 \text{ g de Li} \end{array}$$

EJERCICIOS DE APLICACIÓN UNIDAD III

1. ¿Qué representa una ecuación química?
2. ¿En qué se basa para balancear una ecuación química?
3. ¿Qué se entiende por relación estequiométrica?
4. ¿Por qué no deben efectuarse cálculos estequiométricos si la reacción que se estudia no está balanceada?
5. ¿Qué diferencia existe entre coeficientes estequiométricos y subíndices?

6. Dada la siguiente ecuación que debe balancear:



Diga cuál o cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas:

- a) 1 molécula de N_2 reacciona con 3 moles de H_2 para formar 2 moléculas de NH_3
- b) 2 átomos de N reaccionan con 6 átomos de H para formar 2 moléculas de NH_3
- c) 1 mol de N_2 reacciona con 3 moles de H_2 para formar 2 moles de NH_3
- d) 28 g de N_2 reaccionan con 2 g de H_2 para formar 17 g de NH_3
- e) 28 g de N_2 reaccionan con 6 g de H_2 para formar 34 g de NH_3
- f) En condiciones normales de presión y temperatura, reaccionan 22,4 L de N_2 con 22,4 L de H_2 para formar 22,4 L de NH_3

R = c, e (discutir sin embargo punto a)

7. Plantee las ecuaciones ajustadas para las reacciones que tienen lugar cuando se combina bromo (Br_2) con los siguientes metales para formar sólidos iónicos. Coloque los nombres de los compuestos que se forman.

- a) Al b) Ba c) K d) Ni e) Ag f) Rb

8. Dada la siguiente reacción hipotética:



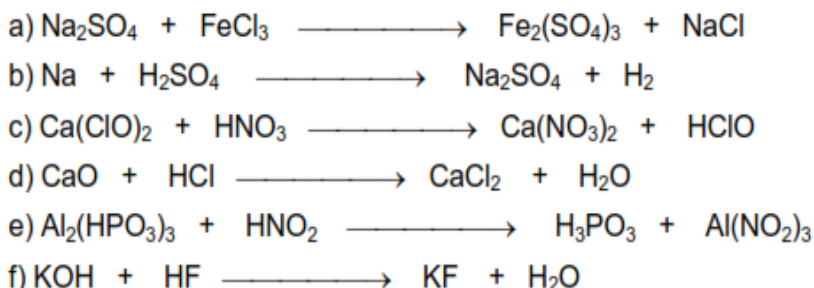
- a) ¿Cuáles son los coeficientes estequiométricos y qué significan?
- b) ¿Cuáles son los subíndices de cada elemento que interviene en la reacción y qué significan?
- c) ¿Cómo leería la ecuación anterior en función de: átomos, moléculas, moles de átomos y moles de moléculas?
- d) ¿Cómo leería la ecuación empleando el número de Avogadro?

9. Escriba la reacción ajustada para:

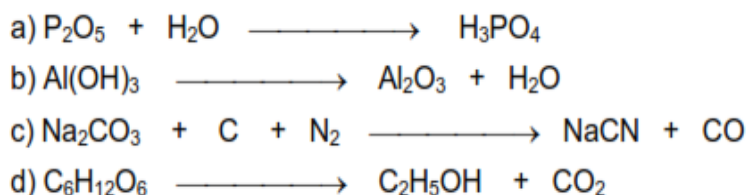
- a) La reacción del óxido de cobre (I) con oxígeno para dar óxido de cobre(II).

- b) La combustión (reacción con O_2) del alcohol metílico (CH_3OH), para dar dióxido de carbono y agua.

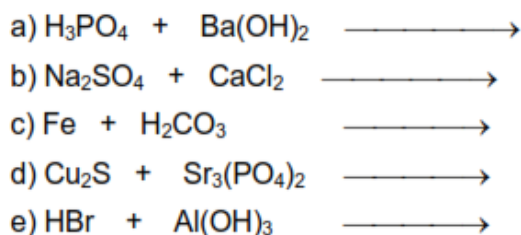
10. Balancee las siguientes reacciones, coloque el nombre a cada uno de los reactivos y los productos e indique para los compuestos que intervienen si son óxidos, ácidos, bases o sales:



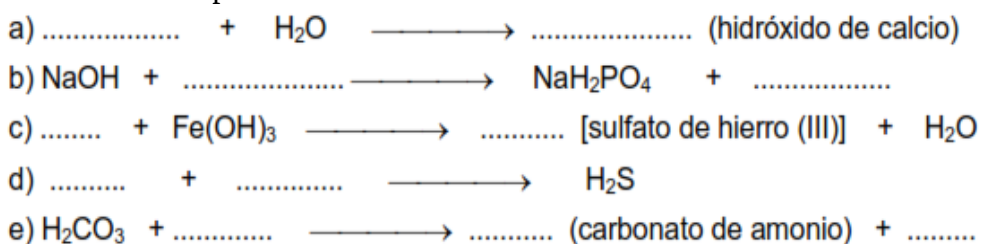
11. Coloque los coeficientes que correspondan, para balancear las siguientes ecuaciones químicas:



12. Complete las siguientes reacciones, colocando el nombre a cada uno de los reactivos y productos:



13. Balancee las siguientes ecuaciones químicas, indicando los nombres y completando con fórmulas cuando corresponda:

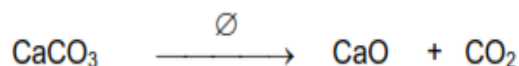


14. ¿Cuántos moles de P_2O_5 pueden formarse con 2,0 g de fósforo y 5,0 g de oxígeno?

15. Indique cuántos moles de O_2 se necesitan para combinarse con 0,212 moles de C para producir: a) CO y b) CO_2

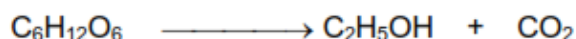
R = a) 0,106 moles; b) 0,212 moles

16. Calcule el peso de óxido de calcio (cal viva), que puede obtenerse por calcinación de 90,0 kg de roca, la cual contiene 95 % de CaCO_3 . La reacción que tiene lugar es:



R = 47,88 kg

17. En la fermentación de la glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$), se produce alcohol etílico ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$), tal como se indica en la ecuación:



¿Cuántos g de alcohol etílico se formarán por fermentación de 900,00 g de glucosa?

R = 460.000 g

18. Una cierta masa de magnesio reacciona químicamente con 80,0 g de oxígeno produciendo 200,0 g de óxido de magnesio. Indique cuántos g de magnesio han reaccionado.

R = 120,0 g

19. Un tanque contiene 70,0 kg de amoníaco gaseoso, el cual será utilizado para producir un fertilizante. Si para su obtención se partió de la siguiente reacción:



a) ¿Qué masa de AlN se empleó?

b) ¿Qué volumen ocuparán los 70,0 kg de NH_3 a 273 K y 1 atm de presión?

c) ¿Cuántos moles de Al(OH)_3 se forman?

R = a) 168,82 kg; b) $9,2 \times 10^4$ l; c) $4,11 \times 10^3$ mol

20. Defina reactivo limitante y reactivo en exceso. ¿Cuál es el papel del reactivo limitante en la predicción de la cantidad de producto que se puede obtener en una reacción?

21. Se hacen reaccionar 40,0 g de una sustancia A_2 con 60,0 g de una sustancia B_2 , según la reacción:



Peso atómico de A: 10 uma Peso atómico de B: 4 uma

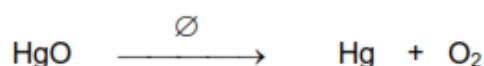
Calcule:

a) El número de moles del producto obtenido.

b) El número de moléculas de A_2 y B_2 que reaccionaron.

R = a) 4 moles; b) A_2 -12,05 $\times 10^{23}$ molec, B_2 -3,61 $\times 10^{24}$ molec

22. Dada la siguiente reacción:



- a) Calcule el peso y el volumen de O_2 que se obtiene en CN de presión y temperatura al calcinar 108,3 g de óxido de mercurio (II).
- b) Determine cuántos g de HgO son necesarios para obtener 22,4 L de O_2 en esas condiciones.

R = a) 8 g y 5,6 L; b) 433,2 g

23. Un gas A_2 reacciona con un gas B_2 según la reacción:



- a) Si se parte de 4 L de A_2 medidos en CN de presión y temperatura ¿Cuántos L de B_2 se necesitan y cuántos L de AB_3 se producen en las mismas condiciones?
- b) Si se parte de 1×10^{23} moléculas de A_2 . ¿Cuántas moléculas de B_2 reaccionan y cuántas de AB_3 se forman?

R = a) 12 L de B_2 y 8 L de AB_3

b) 3×10^{23} moléculas de B_2 y 2×10^{23} moléculas de AB_3

24. En la fotosíntesis, el CO_2 de la atmósfera se convierte en compuestos orgánicos y oxígeno, de acuerdo a la ecuación:



Calcule:

- a) Los g de oxígeno que se producen en la fotosíntesis de 50,0 g de CO_2 .
- b) Los moles de oxígeno que se producen en la fotosíntesis de 100 L de CO_2 , medidos en CN de presión y temperatura.
- c) Los litros de oxígeno medidos en CN, producidos a partir de la fotosíntesis de 100,0 g de CO_2 .

R = a) 36,36 g; b) 4,46 moles; c) 50,91 L

25. Una de las maneras de eliminar el NO (contaminante atmosférico) de las emisiones de humos, es haciéndolo reaccionar con amoníaco:



Complete los espacios en blanco:

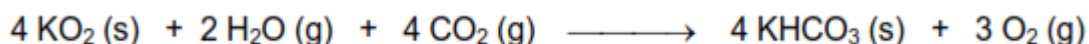
- a) 16,5 moles de NO reaccionan con moles de NH_3
- b) 9,30 moles de NO dan moles de N_2
- c) 0,772 moles de N_2 se producen a partir de moles de NO
- d) 78,5 mL de NH_3 (en CN) producen litros de N_2

26. A partir de la ecuación del problema anterior, calcule:

- a) La masa de N_2 producida por 1,25 moles de NO
- b) La masa de NH_3 necesaria para producir 145,0 g de H_2O
- c) La masa de NO que producen 35,0 L de N_2 en CN (p, t)
- d) La masa de NH_3 necesaria para reaccionar con 45,0 g de NO

R = a) 29,17 g b) 91,30 g c) 56,25 g d) 17,0 g

27. Las máscaras para producir O₂ en situaciones de emergencia contienen superóxido de potasio, KO₂, que reacciona con el CO₂ y el H₂O del aire exhalado para producir oxígeno, según la ecuación:



Si una persona que tiene una de estas máscaras exhala 0,702 g de CO₂/min ¿Cuántos g de KO₂ consume en cinco minutos?

R = 5,66 g

28. Dé un ejemplo de la vida diaria que demuestre el concepto de reactivo limitante.

29. Una mezcla gaseosa de 20,0 moles de hidrógeno gas y 20,0 moles de azufre sólido reacciona para formar sulfuro de hidrógeno gaseoso.

- Escriba la ecuación ajustada para la reacción
- Indique cuántos L de sulfuro de hidrógeno se forman en CN (p, t)
- ¿Hay algún reactivo que esté en exceso? Si es así ¿Cuál y cuántos g quedan sin reaccionar?

30. El propano (C₃H₈) es un componente del gas natural y se usa para cocinar y para la calefacción doméstica.

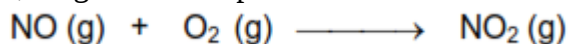
- Balancee la siguiente ecuación que representa la combustión del propano en el aire:



- ¿Cuántos g de dióxido de carbono se pueden producir por la combustión de 3,65 moles de propano? Suponga que el oxígeno es el reactivo que está en.

R = b) 481,8 g

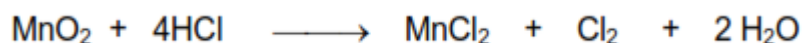
31. El monóxido de nitrógeno, reacciona instantáneamente con el oxígeno gaseoso para producir dióxido de nitrógeno, un gas de color pardo:



En un experimento, 0,886 moles de NO se mezclan con 0,503 moles de O₂. Identifique cuál de los dos reactivos es el limitante y calcule el número de moles de NO₂ producidos.

R = NO; 0,886 moles de NO₂

32. Considere la reacción:



Si reaccionan 0,86 moles de MnO₂ con 25 mL de una solución de HCl al 34,8 % P/V ¿Qué reactivo se agotará primero? ¿Cuántos g de Cl₂ se producirán?

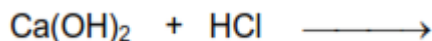
R = HCl; 4,26 g de Cl₂

33. Se hacen reaccionar 10,0 g de hidrógeno con 32,0 g de oxígeno para producir agua.

- ¿Cuántos g de agua se obtienen?
- ¿Cuántos g de reactivo en exceso quedan sin reaccionar y de cuál?

R = a) 36 g b) 6 g de H₂

34. Dada la siguiente ecuación:



- a) Complétela e iguálela.
- b) Si se mezclan para que reaccionen 100,0 g de Ca(OH)₂ con 100,0 g de HCl:
 - b₁) ¿Cuántos moles y cuántos g de sal se obtienen?
 - b₂) ¿Queda algo de algún reactivo sin reaccionar? Si así fuera señale cuál e indique el número de moles del exceso.

R = a) 150 g y 1,35 moles b) 0,04 moles

35. El agotamiento de ozono (O₃) en la estratósfera es motivo de gran preocupación entre los científicos en los últimos años. Se cree que el O₃ puede reaccionar con el monóxido de nitrógeno proveniente de las emisiones de los aviones de propulsión a elevadas alturas. La reacción que explica la destrucción del ozono por NO es:



Si 0,740 g de O₃ reaccionan con 0,670 g de NO:

- a) ¿Qué compuesto es el reactivo limitante?
- b) ¿Cuántos g de NO₂ se pueden producir?
- c) Calcule el número de moles del reactivo en exceso que permanecen al final de la reacción.

R = a) O₃; b) 0,71 g; c) 6,92 x 10⁻³ moles de NO

36. Una masa de 98,0 g de ácido sulfúrico se hace reaccionar con 16,25 g de cinc metálico.

Calcule:

- a) Los moles de sulfato de cinc formados
- b) La masa en g de hidrógeno producido
- c) El volumen de hidrógeno producido en CN (p, t)
- d) Si el cinc contiene impurezas no atacables por el ácido sulfúrico y sólo se obtienen 4,0 L de hidrógeno en CN. ¿Qué porcentaje de cinc hay en la muestra empleada?

R = a) 0,25 moles b) 0,50 g c) 5,57 L d) 71,83 %

37. Calcule las masas de nitrato de sodio y agua que se producen por reacción de 170 g de ácido nítrico con 130 g de hidróxido de sodio, ambos en estado puro.

R = 229,36 g y 48,57 g

38. El nitrato de plata puede obtenerse de acuerdo a la siguiente ecuación química:



Considerando que se hacen reaccionar 83,0 g de HNO₃ con 12,0 g de Ag, realice los cálculos necesarios y complete:

- a) Se obtienen g de AgNO₃
- b) El reactivo que limita la reacción es

- c) Para que no haya reactivo en exceso, deberían reaccionar g de Ag y g de HNO_3
 d) Si se cumple (c) se obtendrán g de AgNO_3

39. Defina los siguientes términos: rendimiento de reacción, rendimiento teórico, rendimiento real y rendimiento porcentual.

40. ¿Por qué el rendimiento de una reacción está determinado únicamente por la cantidad del reactivo limitante?

41. ¿Por qué el rendimiento real de una reacción es casi siempre menor que el rendimiento teórico?

42. El fluoruro de hidrógeno se usa en la manufactura de freones (compuestos que destruyen el ozono en la estratósfera) y en la producción de aluminio metálico. Se prepara por la reacción:



En un proceso se tratan 6,00 kg de CaF_2 con un exceso de H_2SO_4 y se producen 2,86 kg de HF. Calcule el rendimiento porcentual de HF.

$$R = 92,95 \%$$

43. ¿Cuántos gramos de óxido de calcio y qué volumen de dióxido de carbono (medido a 0 °C y 1 atm de presión), pueden obtenerse por calentamiento de 500,0 g de una muestra de carbonato de calcio de 85 % de pureza?

$$R = 238 \text{ g y } 95,2 \text{ L}$$

44. Cuando se hacen reaccionar 100 g de nitrato de plata con suficiente cantidad de hidróxido de sodio, se obtienen 61,4 g de óxido de plata de acuerdo a la ecuación química:



Calcule el rendimiento teórico y porcentual de la reacción.

$$R = 68,21 \text{ g y } 90,01 \%$$

45. Una de las reacciones que ocurren en un alto horno, donde el mineral de hierro se convierte en hierro fundido, es:



Suponga que se obtienen $1,64 \times 10^3$ kg de Fe de una muestra de Fe_2O_3 , a partir de $2,62 \times 10^3$ kg suponiendo que llegue a completarse ¿Cuál es el porcentaje de pureza del Fe_2O_3 en la muestra original?

$$R = 89,52 \%$$

46. Para conocer la pureza de una muestra de piedra caliza (CaCO_3), se calentaron 10,0 g de la misma, obteniéndose 2,0 L de CO_2 , medidos en CN de presión y temperatura. Calcule el porcentaje de pureza de la piedra caliza ensayada.



$$R = 89 \%$$

47. De acuerdo a la siguiente reacción:



Si se utilizaron 9.500 m³ de amoníaco, medidos a 0 °C y 1 atm de presión, calcule:

- Si la reacción fuera total, la masa de sulfato de amonio que se debería obtener a partir del volumen de NH₃ que reaccionó.
- El rendimiento de la reacción si se obtienen 27,216 toneladas de (NH₄)₂SO₄ para usar como fertilizante.
- El número de moléculas de ácido sulfúrico que se consumieron en la reacción de acuerdo al punto a).

R = a) 28 ton; b) 97,2 %; c) 1,28 x 10²⁹ molec.

48. La siguiente reacción para la obtención de NaOH, tiene un rendimiento a nivel industrial del 95 %.



Si se parte de 36,0 kg de Na₂CO₃

- ¿Qué masa de NaOH se producirá?
- ¿Cuántos moles de Ca(OH)₂ se consumen en la reacción?

49. Se hacen reaccionar 40,0 g de KOH impuro con ácido HCl, obteniéndose 40,0 g de KCl.

- Plantee la reacción que tiene lugar
- Calcule la masa de KOH puro que reaccionó con el ácido
- Determine la pureza de la muestra de KOH
- Calcule el número de moléculas de KOH que intervienen en la reacción.

R = b) 30 g c) 75 % d) 3,2 x 10²³ molec.

50. Se desean fertilizar 30 hectáreas dedicadas al cultivo con NaNO₃. Para esto son necesarios 16,608 kg de dicho fertilizante, que pueden obtenerse según la reacción:

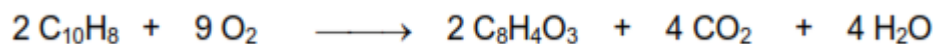


Calcule:

- La masa de NaCl al 90 % de pureza que se necesita
- Los moles de HCl que se forman

R = a) 12,7 kg; b) 195,4 moles

51. En la industria de los plásticos se usan grandes cantidades de anhídrido ftálico (C₈H₄O₃), el cual se produce por oxidación controlada del naftaleno:



Debido a que una parte del naftaleno se oxida a otros productos, sólo se obtiene un 70% de anhídrido ftálico según la reacción anterior. ¿Qué cantidad en kg de este compuesto se producirá industrialmente por la oxidación de 45 kg de C₁₀H₈?

R = 36,42 kg

52. Una muestra de cuprita (Cu_2O) posee un 66,6 % de pureza. ¿Qué cantidad, en gramos, de Cu_2O puro hay en 7 moles la misma?

R = 695,1 g

53. Dada la reacción de formación del óxido de magnesio:

a) Calcule los moles de óxido que se formarán al reaccionar 10 moles de magnesio con 128 gramos de oxígeno.

b) ¿Cuántos moles de reactivo en exceso sobrarán?

Ra) = 8 moles de óxido de magnesio

b) = 2 moles de magnesio

54. Dada la reacción de obtención de cloruro de plata:

a) Calcule los gramos de cloruro de plata que se formarán al reaccionar 100 gramos de ácido clorhídrico con 2 moles de hidróxido de plata.

b) ¿Cuántos moles de reactivo en exceso sobrarán?

Ra) = 287 g de cloruro de plata

b) = 0,74 moles de ácido clorhídrico

55. Dada la reacción de formación de agua:

a) ¿Cuántos gramos de agua se obtendrán si reaccionan 10 gramos de hidrógeno con la suficiente cantidad de oxígeno, sabiendo que el rendimiento de la reacción es del 80%?

R = 72 g

56. Reaccionan 50 gramos de ácido sulfúrico 90% de pureza con la suficiente cantidad de hidróxido de sodio para formar sulfato de sodio y agua.

a) ¿Cuántos moles de sal se formarán?

b) Esos moles de sal formada, ¿cuántos átomos de oxígeno contienen?

Ra) = 0,46 mol

b) = $1,11 \times 10^{24}$ átomos

BIBLIOGRAFÍA

- Alegría, M.P., A.S. Bosack, M.A. Dal Fávero, R. Franco, M.B. Jaul y R.A. Rossi. 1998. Química I: Sistemas materiales, estructura de la materia, transformaciones químicas. Santillana Polimodal. Ediciones Santillana. Buenos Aires, Argentina.
- Angelini, M., E. Baumgartner, C. Benítez, M. Bulwik, R. Crubellati, L. Landau, L. Lastres Flores, M. Pouchan, R. Servant y M. Sileo. 1991. Temas de Química General. Editorial Eudeba. Vol. 1, 2, 3. Argentina.
- Chang, R. todas las ediciones, Química. Mc Graw-Hill, Interamericana. Méjico.
- Galindo, A., J.M. Savirón, A. Moreno, J.M. Pastor y A. Benedí. 1996. Física y Química-1º Bachillerato. Mc Graw-Hill, Interamericana. Madrid. España.
- Masterton, W.L, E.J. Slowinski y C.L. Stanitski. 1987. Química General Superior.
- Milone, J.O. 1987. Química IV: General e Inorgánica. Ed. Estrada. Argentina.