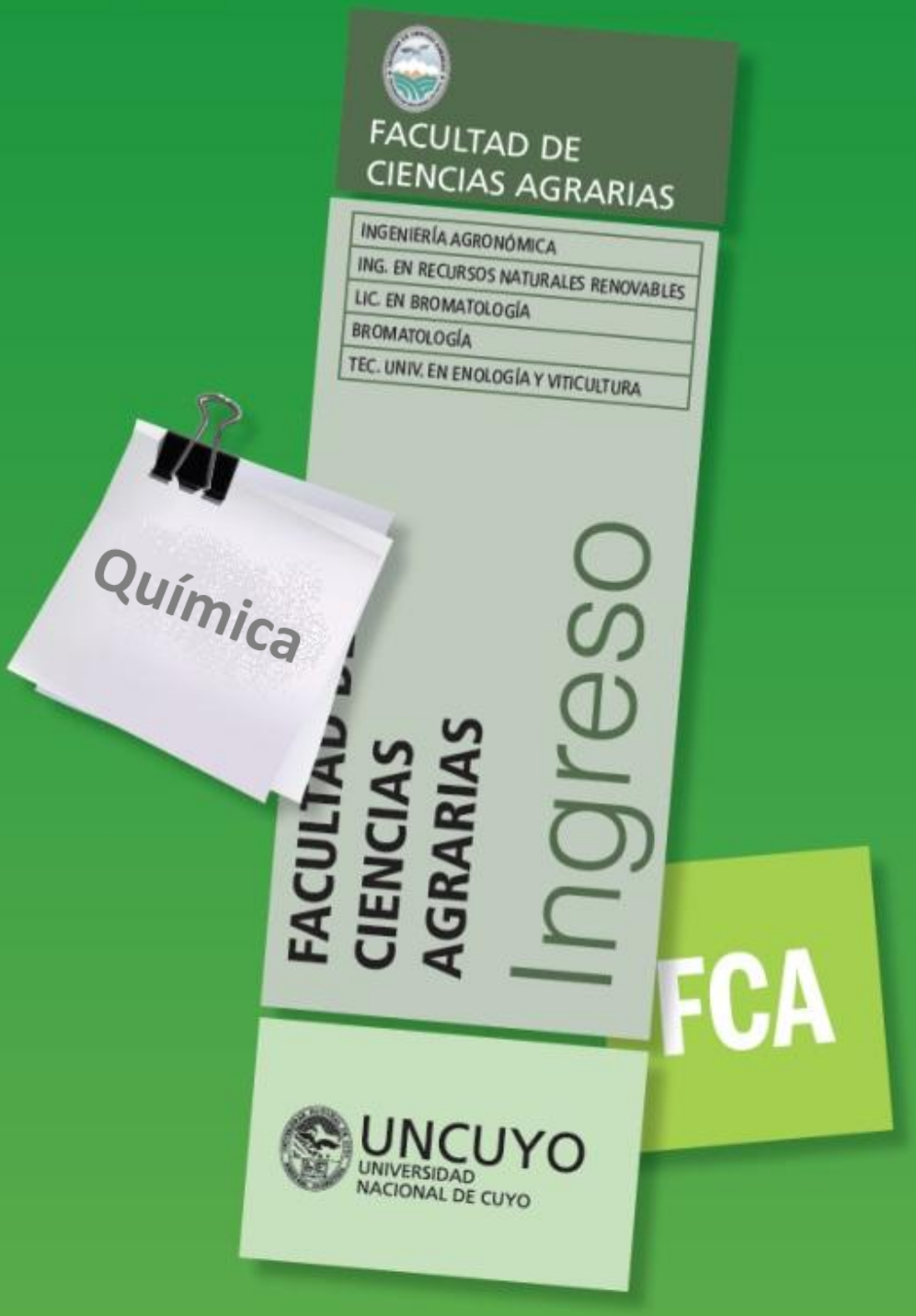
UNCUYO
UNIVERSIDAD NACIONAL DE CUYO

FACULTAD DE CIENCIAS AGRARIAS

NOMBRE:

INGRESOS UNCUYO



UNCUYO
UNIVERSIDAD NACIONAL DE CUYO

FCA
FACULTAD DE CIENCIAS AGRARIAS

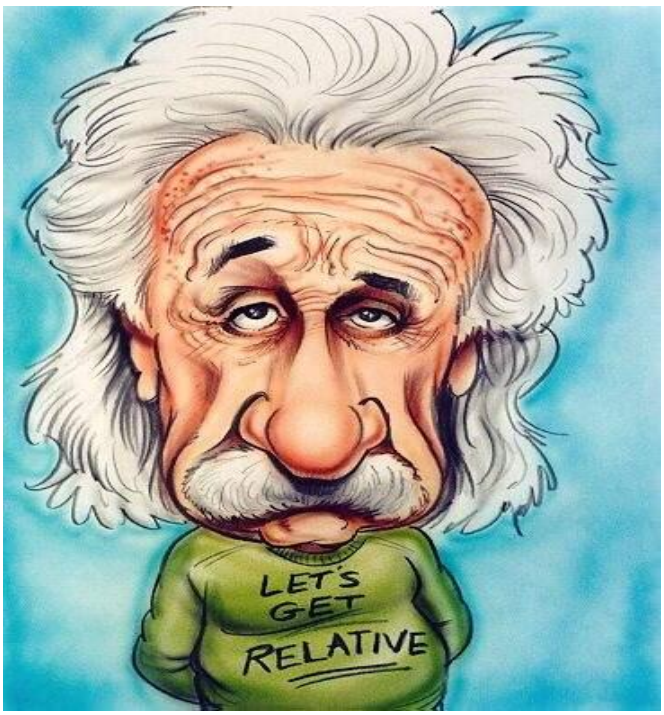
FACULTAD DE CIENCIAS AGRARIAS

UNCUYO

QUÍMICA

Ing Qca Susana Otoya
Ing Qca Silvina Tonini
Lic Sandra Rodriguez
Lic Daniel Galvez
Dra. Daniela Locatelli
Lic Liliana Ferrer

Ingreso FCA - Teoría



Nunca consideres el estudio como una obligación, sino como una oportunidad para penetrar en el bello y maravilloso mundo del saber.

Albert Einstein

Química

Contenidos

Nociones Básicas: Materia y energía. Estados de la materia. Cambios de estado. Propiedades de la materia. Cambios físicos y químicos. Sistemas materiales, clasificación. Elemento. Sustancias simples, alotropía. Compuestos.
Ejercicios.

Estructura Atómica y Tabla Periódica: Concepto de modelo atómico. Modelo Nuclear. Partículas subatómicas: masas y cargas absolutas y relativas, notación simbólica. Número atómico y número de masa. Isótopos. La clasificación periódica. Tabla periódica modelo largo. Grupos y periodos. Clasificación de los elementos.
Ejercicios

Sistemática Inorgánica: Introducción: sustancias orgánicas e inorgánicas. Moléculas y compuestos moleculares. Iones y compuestos iónicos. Sistemática inorgánica. Cationes y aniones. Fórmula y Nomenclatura de los compuestos inorgánicos: óxidos; hidróxidos; ácidos ; sales : neutras, ácidas y básicas. Disociación.
Ejercicios

Reacciones Químicas
Ecuaciones químicas. Ecuación iónica y molecular. Clasificación: neutralización total y parcial. Combustión. Descomposición. Síntesis. Desplazamiento simple y doble.
Ejercicios

Leyes de las Combinaciones Químicas: Leyes gravimétricas: Lavoisier y Proust. Unidad de masa atómica. Masa atómica relativa. Masa molecular relativa. Número de Avogadro. Mol. Masa molar. Número de moles.
Ejercicios

Estado Gaseoso: Leyes de los gases ideales. Expresión unificada. Condiciones normales de presión y temperatura. Ley de Avogadro. Volumen normal molar. Ecuación general del estado gaseoso. Aplicaciones. Mezcla de gases. Presión parcial. Ley de Dalton.
Ejercicios

Estequiometría: Conceptos preliminares. Estequiometría masa/masa; masa/volumen. Resolución de problemas. Pureza. Rendimiento. Reactivo limitante y en exceso.
Ejercicios

BIBLIOGRAFÍA

Brown, T. y cols. – Química. La Ciencia central. 11ª Edición. Ed. Pearson Educación, México, 2009.

Whitten, K y cols. – Química General. Cengage Learning/Thomson Internacional, 2008.

Atkins, P. y Jones L.- Principios de Química: los caminos del descubrimiento. 3ª ed. – Buenos Aires: Médica Panamericana, 2007.

Chang, R. – Química. Mac Graw – Hill. Séptima edición 2002.

Milone, J. – Química IV. Química General. Ed. Ángel Estrada y Cía. 1980.

Cuadernillo 2016 : Docentes: Liliana Albornoz, Liliana de Borbón, Andrea Hidalgo, Silvia Poetta, Verónica Enriquez, Sandra Rodríguez, Andrea Antoniolli, Marcela López. facultad de Ciencias Agrarias – UNCUYO

INTRODUCCIÓN

¿Qué es la Química?

QUÍMICA es una ciencia central que está relacionada con otras ciencias como la matemática, la física y la biología entre otras.

Es fundamental para entender la medicina, la bioquímica, muchas ramas de la ingeniería y en nuestro caso los procesos químicos que sufre un ser vivo y hasta su composición.

LA QUÍMICA ES UNA CIENCIA QUE DESCRIBE LA MATERIA, SUS PROPIEDADES QUÍMICAS Y FÍSICAS y SUS TRANSFORMACIONES FÍSICOS Y QUÍMICOS QUE SUFRE Y LAS VARIACIONES DE ENERGÍA QUE ACOMPAÑA A ESTOS PROCESOS.

Esta Ciencia se divide en:

- QCA. GENERAL: principios fundamentales que se aplican a todas la ramas de la QUÍMICA
- QCA. INORGÁNICA: estudio de las sustancias que no contienen Carbono
- QCA. ANALÍTICA: identificación cuali y cuantitativa de las sustancias presentes en una muestra
- QCA. ORGÁNICA: la química de los compuestos del Carbono
- QCA. BIOLÓGICA: estudia los procesos químicos en los organismos vivos.
- QUÍMICA APLICADA: estudia la aplicación de los productos químicos en los diversos procesos (naturales y creados por el hombre)
- QUÍMICA AMBIENTAL: estudia los procesos químicos que se relacionan con el ambiente (procesos químicos naturales y aquellas modificaciones introducidas por el hombre).
- FISICO-QUÍMICA: estudia la materia empleando conceptos físicos.
- OTRAS

Se trata de una ciencia práctica que tiene una influencia enorme sobre nuestra vida diaria.

Dentro de la carrera que has elegido estudiar, la química, está presente en un gran número de aplicaciones que interesan tales como la conservación de los recursos naturales, la búsqueda de fuentes alternativas de energía no contaminante, la producción vegetal y animal, el aumento de la producción agrícola mediante el empleo de fertilizantes y plaguicidas, la genuinidad y calidad de los alimentos, la formulación y elaboración de nuevos productos alimenticios o el desarrollo de herramientas que permitan medir el impacto sobre la cantidad y calidad de los recursos naturales que ocasionan las distintas actividades productivas del hombre.

¿Por qué tantos y tan diversos temas tienen un vínculo esencial con la química? Nuestra actividad hace que interactuemos permanentemente con el mundo material y surgen entonces preguntas fundamentales acerca de los materiales que nos rodean: ¿qué composición y propiedades tienen?, ¿cómo interactúan con nosotros y con el entorno?, ¿cómo, por qué y cuándo cambian? La química proporciona respuestas a éstas y a innumerables preguntas más.

En este curso de ingreso, los temas que te presentamos constituyen los fundamentos de química que te serán indispensables para abordar las materias de grado de la carrera que hayas optado. El material que ponemos a tu disposición consta de dos partes:

- un marco teórico en el cual se desarrollan los temas de cada unidad propuesta en el programa y
- la ejercitación correspondiente a cada tema desarrollado.

¿Será importante realizar la ejercitación propuesta?

Si alguna vez has tocado un instrumento musical o has participado en competencias atléticas, sabes que la clave del éxito son la práctica y la disciplina. No es posible aprender a tocar el piano con sólo escuchar música, y no podemos aprender a jugar básquetbol con sólo ver juegos por televisión. Así mismo, no es posible aprender química limitándose a ver lo que hace el profesor.

La tarea del estudiante no es meramente entender como alguien más usa la química, sino poder usarla por sí mismo. Para ello se requiere practicar con regularidad, y todo lo que se tiene que hacer con regularidad exige autodisciplina hasta que se convierte en un hábito.

La ejercitación de este cuadernillo constituye la práctica mínima que necesitas para tener éxito en este curso de química.

Para poder resolverla contarás con la ayuda de los docentes correspondientes a la asignatura.

NOCIONES BÁSICAS

Para este primer módulo nos hemos propuesto los siguientes objetivos, que tienen relación con conceptos básicos de nuestro curso:

- **Interpretar conceptos relacionados con materia y energía.**
- **Distinguir fenómenos físicos y químicos.**
- **Reconocer las propiedades de la materia utilizando diferentes criterios.**
- **Clasificar sistemas materiales considerando distintos criterios.**

MATERIA

Como dijimos en la introducción, 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. ***Pero ¿qué es la materia? La podemos definir de forma simple como todo aquello que tiene masa, ocupa un lugar en el espacio (volumen) y es impenetrable; ya sea que se pueda percibir con nuestros sentidos (agua, tierra) o no (aire).*** A este concepto de materia está ligado el de ***cuerpo material (simplemente cuerpo) el cual hace referencia al estudio de una porción limitada de materia.***

Un cuerpo es, por ejemplo, una silla, una tijera, una botella, el agua contenida en un recipiente y en consecuencia, participa de las generalidades mencionadas: tiene masa, ocupa volumen, es impenetrable (donde está uno, no puede estar otro).

Al químico no le preocupa la forma o el tamaño de los cuerpos o cualquier otro aspecto externo, sino que le interesa la madera con que está hecha la silla, el acero de la tijera, el vidrio de la botella, el agua contenida en la misma. Madera, acero, vidrio, agua son “variedades” o “clases” de materia.

MASA y PESO

La masa es la medida de la cantidad de materia contenida en una muestra de cualquier material. Debido a esto, mientras más masa tenga un objeto, más fuerza se requerirá para ponerlo en movimiento. Es importante en este punto recordar la diferencia entre masa y peso.

El peso de un cuerpo es la medida de la atracción gravitatoria de la Tierra sobre él. Masa y peso no son sinónimos, aunque los químicos solemos utilizarlos en forma indistinta. La masa de un cuerpo no varía según su posición, pero el peso sí. Por ejemplo, un astronauta tiene la misma masa en la Tierra que en el espacio, sólo que en el espacio, donde las fuerzas gravitacionales son muy débiles, puede estar desprovisto de peso.

En el sistema métrico, las **unidades** utilizadas para medir la masa son, normalmente, el gramo, kilogramo o miligramo. Aunque la unidad fundamental de masa es el *kilogramo*, el sistema de múltiplos y submúltiplos se estableció a partir del *gramo*:

1 Kilogramo (Kg) = 1000 gramos (10^3 g)

1 miligramo (mg) = una milésima de gramo (10^{-3} g)

VOLUMEN

Es la cantidad de espacio que ocupa un cuerpo. El volumen es una magnitud física derivada. La **unidad** para medir volúmenes en el Sistema Internacional es el metro cúbico (m3) que corresponde

al espacio que hay en el interior de un cubo de 1 m de lado. Sin embargo, se utilizan más sus submúltiplos, el decímetro cúbico (dm3) y el centímetro cúbico (cm3). Sus equivalencias con el metro cúbico son:

$1\ m^3 = 1.000\ dm^3$

$1\ m^3 = 1.000.000\ cm^3$

Para medir el volumen de los líquidos y los gases también podemos fijarnos en la capacidad del recipiente que los contiene, utilizando las unidades de capacidad, especialmente el litro (L) y el mililitro (mL). Existe una equivalencia entre las unidades de volumen y las de capacidad:

$1\ m^3 = 1.000\ L$

$1\ L = 1\ dm^3$; $1\ mL = 1\ cm^3$

En el laboratorio los elementos de uso más frecuente para **medir volúmenes son matraces y probetas**. Cuando se necesita más exactitud se usan pipetas o buretas.

ENERGÍA

"Energía" es un término bastante utilizado a pesar de que representa un concepto muy abstracto. Por ejemplo, cuando alguien se siente cansado, se suele decir que no tiene energía; es común leer sobre la búsqueda de alternativas a fuentes de energía no renovables. A diferencia de la materia, la energía se reconoce por sus efectos; no puede tocarse, verse, olerse o pesarse. Está presente en todo sistema material y se pone de manifiesto cuando este sufre un cambio de cualquier naturaleza.

La energía se define como:"***La capacidad de realizar trabajo, o transferir calor."***

El movimiento de los constituyentes de la materia, los cambios químicos y físicos y la formación de nuevas sustancias se originan gracias a cambios en la energía del sistema, la energía a su vez se presenta como energía calórica, energía mecánica, energía química, energía eléctrica y energía radiante; estos tipos de energía pueden ser además **potencial** o **cinética**. La energía potencial es la que posee una sustancia debido a su posición espacial o composición química y la energía cinética es la que posee una sustancia debido a su movimiento.

Todas las formas de energías se pueden convertir unas en otras. Cuando se está bajo la luz solar se siente calor, porque en la piel, la energía radiante se convierte en energía térmica, mientras que en las plantas se transforma en energía química mediante la fotosíntesis.

Los científicos han concluido que, aun cuando la energía se presenta en distintas formas interconvertibles entre sí, ésta no se destruye ni se crea. Cuando desaparece una forma de energía debe aparecer otra (de igual magnitud), y viceversa.

Este principio se conoce como "***Ley de la conservación de la energía" es decir que "la energía total del universo permanece constante".***

$$\Delta E\ Total = 0$$

(Δ= variación)

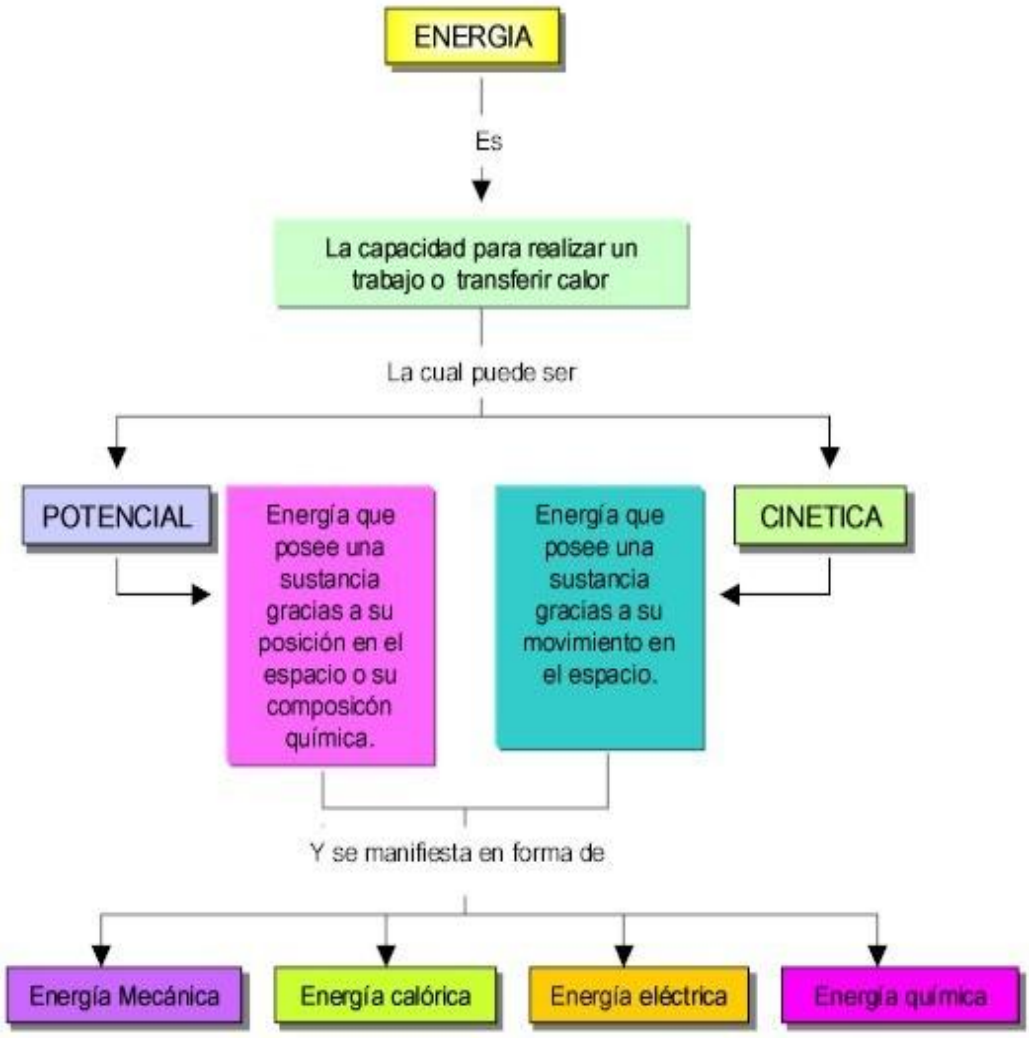


Fig:1-1

ESTADOS DE LA MATERIA

A lo largo de la historia se han elaborado modelos acerca de cómo está constituida la materia. El más reconocido se conoce con el nombre de MCM(Modelo cinético molecular) Según este modelo, todo lo que vemos está formado por partículas muy pequeñas, que son invisibles aún a los mejores microscopios y que se llaman **moléculas**. Las moléculas están en continuo movimiento y entre ellas existen fuerza atractivas, llamadas **fuerzas de cohesión**. Las moléculas al estar en movimiento, se encuentran a una cierta distancia unas de otras. Entre las moléculas hay espacio vacío.

Existen tres estados posibles en los que podemos encontrar a la materia. Ellos son: Sólido, Líquido o Gaseoso.

Los estados de la materia difieren en algunas de sus propiedades observables.

En el **ESTADO SÓLIDO** las moléculas están muy juntas y se mueven oscilando alrededor de unas posiciones fija, vibración; las fuerzas de cohesión también llamadas de atracción son **muy grandes**. Se caracterizan por presentar volumen y forma propios (definida)

En el **ESTADO LÍQUIDO** las moléculas están más separadas y se mueven de manera que pueden cambiar sus posiciones, pero **las fuerzas de cohesión impiden que las moléculas puedan independizarse**. Adquieren la forma del recipiente que los contiene, pueden fluir y ejercer presión sobre las paredes del recipiente. Ni los líquidos ni los sólidos pueden comprimirse

En el **ESTADO GASEOSO** las moléculas están totalmente separadas unas de otras y se mueven libremente; **no existen fuerzas de cohesión.** Adoptan la forma y el volumen del recipiente que los contiene**.** Un **gas** es mucho menos denso que los líquidos y sólidos. Podemos comprimir un gas de modo que ocupe un volumen más pequeño, o expandirlo para ocupar uno mayor y llenar totalmente el recipiente que lo contiene. Puede difundir, es decir, mezclarse con otros gases de manera de ocupar el espacio disponible. A diferencia de los sólidos, los líquidos y los gases pueden fluir y ejercer presión sobre las paredes del recipiente que los contiene.

Con el término VAPOR, se designa a la forma gaseosa de una sustancia que normalmente (en condiciones ambientales) es un líquido o un sólido.

Las propiedades de los estados pueden entenderse si tenemos en cuenta que el comportamiento de los mismos está regido por la relación entre las fuerzas de cohesión (de atracción) y de repulsión que se hacen presentes entre las partículas que lo forman.

En un sólido, las partículas están firmemente unidas entre sí, por lo regular en patrones definidos, dentro de los cuales apenas pueden moverse un poco de esas posiciones fijas. Por ello, los sólidos tienen forma rígida. Por el contrario, en un gas, las partículas están muy separadas y se mueven a alta velocidad, chocando repetidamente entre sí y con las paredes del recipiente (fig.1.1).

En un líquido, las partículas están más cercanas, pero aún se mueven rápidamente, y pueden deslizarse unas sobre otras; por ello los líquidos fluyen fácilmente (fig.1.2).

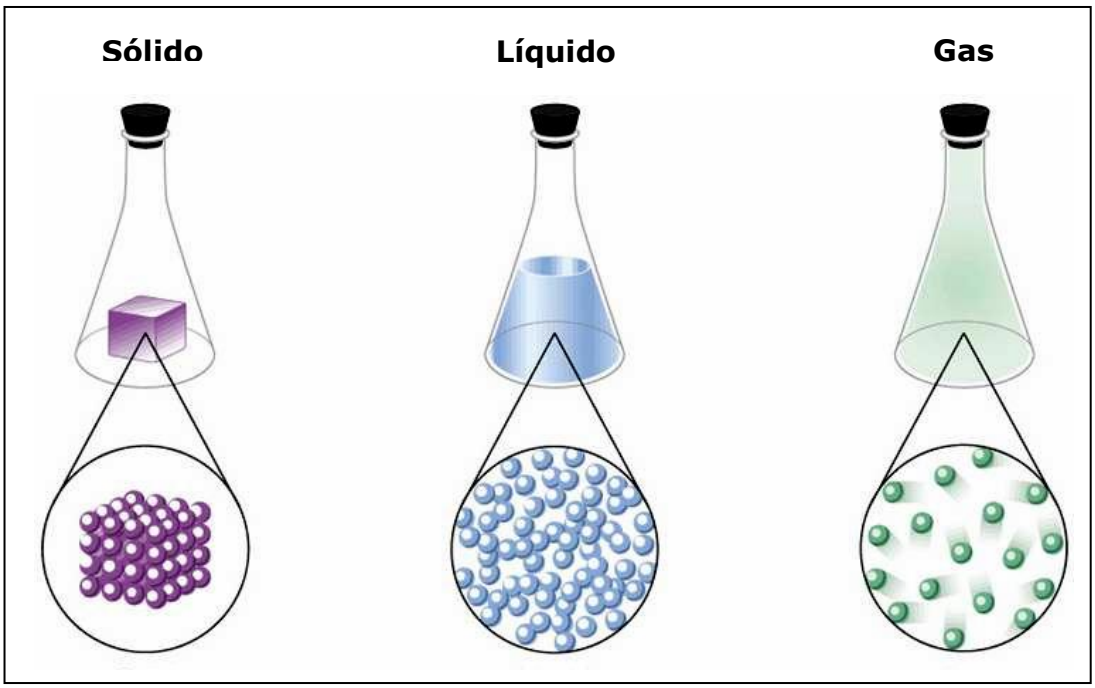


Figura 1.2: en esta ilustración se muestra la relación entre las propiedades macroscópicas de cada estado y su estructura submicroscópica.

PROPIEDADES MACROSCÓPICAS DE LA MATERIA

Las propiedades de la materia son atributos o cualidades de la misma y se pueden clasificar según distintos criterios.
En nuestro curso utilizaremos tres categorías distintas que se describen a continuación:

<table>
<tr><td rowspan="2">I</td><td>FÍSICAS</td><td colspan="2">Se pueden observar y medir sin modificar la composición de la materia. Ej: dureza, color, densidad, dilatación por el calor.</td></tr>
<tr><td>QUÍMICAS</td><td colspan="2">Se ponen de manifiesto cuando se realiza un cambio químico, es decir cuando la materia experimenta un cambio en su composición. Tienen relación con el tipo de cambio químico que experimenta la materia. Ej: combinación con el oxígeno, reactividad, inestabilidad térmica, etc.</td></tr>
<tr><td rowspan="2">II</td><td>GENERALES</td><td colspan="2">Atributos que están presentes en cualquier clase de materia. Ej: estado físico, masa, temperatura.</td></tr>
<tr><td>ESPECÍFICAS</td><td colspan="2">Sirven para identificar una clase particular de materia. Ej: composición química, punto de ebullición, índice de refracción, densidad, calor específico.</td></tr>
<tr><td rowspan="4">III</td><td>EXTENSIVAS</td><td colspan="2">Dependen de la cantidad de materia con que se cuenta. Ej: volumen, capacidad calorífica, peso.</td></tr>
<tr><td rowspan="3">INTENSIVAS</td><td colspan="2">Las propiedades de este tipo, son independientes de la cantidad de muestra que se está observando. Dentro de este grupo están:</td></tr>
<tr><td>CARACTERES ORGANOLÉPTICOS</td><td>Se determinan por medio de los sentidos: olor, color, sabor, textura</td></tr>
<tr><td>CONSTANTES FÍSICAS</td><td>Se determinan con una medición experimental y se les asigna un valor numérico: densidad, punto de ebullición, punto de fusión</td></tr>
</table>

Muchas propiedades son CONDICIONADAS, es decir dependen de las condiciones experimentales de medición; por ejemplo:

- volumen de un gas: depende de la presión y de la temperatura. Como consecuencia de ello, el dato del volumen de un gas debe acompañarse de las condiciones de presión y temperatura en las que se midió. (por ejemplo: 5 L de oxígeno, medidos a 25 ºC y 973 hPa)
- punto de ebullición depende de la presión; por ejemplo: el agua pura hierve a 100 ºC a 1013 hPa (hectopascales: múltiplo de la unidad del SI de la presión cuyo nombre es Pascal y su símbolo es Pa).

CAMBIOS FÍSICOS Y QUÍMICOS

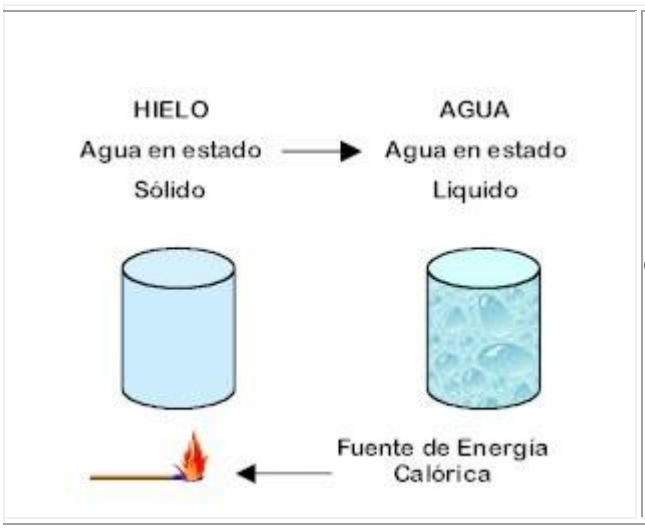
La materia es capaz de experimentar cambios o transformaciones. La ebullición del agua, la oxidación de un clavo de hierro, la combustión de un hidrocarburo, son ejemplos de estas transformaciones. Los fenómenos o transformaciones van siempre acompañados de cambios de energía.

Las transformaciones o fenómenos que experimentan las sustancias se pueden clasificar en dos categorías:

a) Cambios Físicos

Al golpear un clavo con un martillo, este puede modificar su forma, pero no se modifica la composición química del mismo, es decir, el hierro sigue siendo hierro, lo único que se modifica es su forma, es decir, se ha provocado un cambio físico.

De acuerdo con lo anterior, durante este tipo de cambio, las sustancias modifican su apariencia física, pero no su composición.



El cambio físico se caracteriza por la no existencia de reacciones químicas y de cambios en la composición de la materia.

Fig:1-3-Cambio físico de la materia: cambio de estado sólido (hielo) a estado líquido del agua, mediante el aumento en la temperatura del sistema.

De todos los cambios físicos que se producen, los más importantes para nosotros de reconocer y nombrar son los ***CAMBIOS DE ESTADO***. Son fenómenos físicos que no afectan la identidad química de las sustancias y se producen frente a determinadas variaciones en las condiciones externas (presión y temperatura).

Cada cambio de estado recibe un nombre particular. En el siguiente esquema se indican los nombres y el cambio energético que implican los mismos.

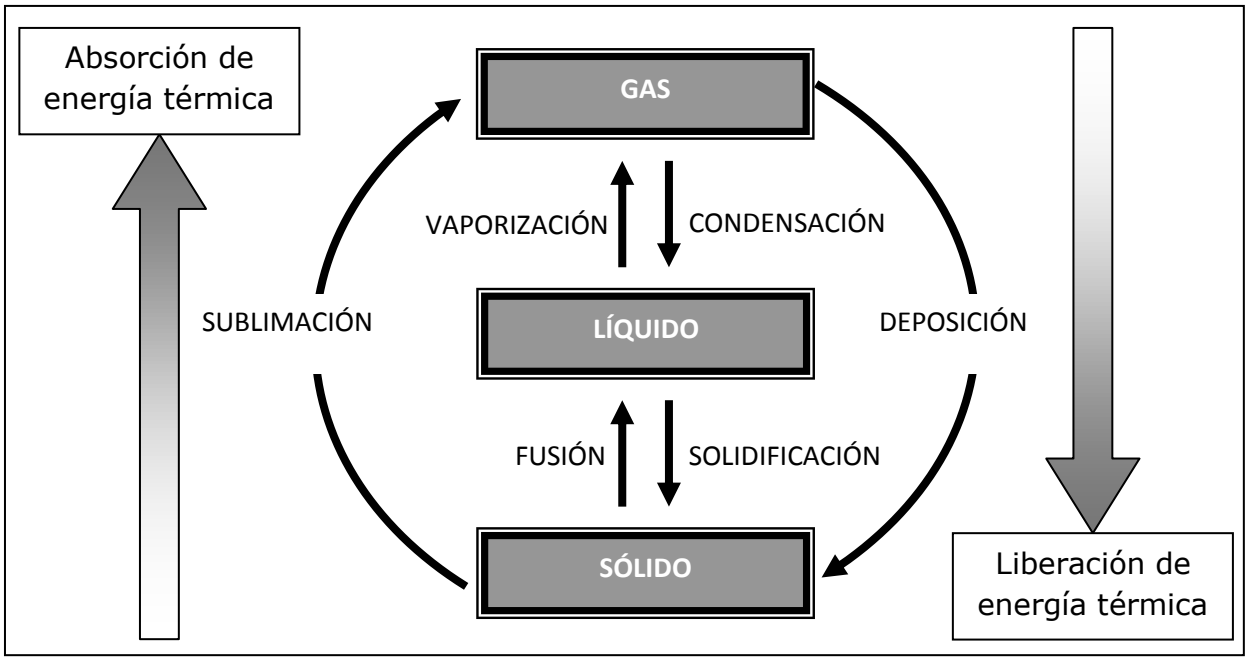


Fig. N°1.4: Todos los cambios de estado posibles y sus nombres particulares.

En el cambio de fase de líquido a gas, existen algunos términos relacionados que conviene diferenciar. La vaporización es el vocablo general que indica al pasaje de líquido a vapor. Si el cambio de fase se produce sólo en la superficie del líquido, se denomina **evaporación**, y si se produce en toda la masa líquida, se denomina **ebullición**. Con el término **vapor**, se designa a la forma gaseosa de una sustancia que normalmente (en condiciones ambientales) es un líquido o un sólido. A su vez, un vapor se convierte en líquido con relativa facilidad, por ejemplo disminuyendo la temperatura.

En cambio, para que un gas pase al estado líquido, se realiza la licuefacción o licuación del mismo en condiciones experimentales mucho más severas, alejadas de las habituales, es decir, a elevadas presiones o muy bajas temperaturas; por ejemplo el oxígeno es un gas que licua a 1 atm y -183 ºC.

A presión constante, en todo cambio de estado se produce una absorción de energía térmica (proceso endotérmico) o una liberación de energía térmica (proceso exotérmico).

En general si aumentamos la temperatura de un sistema material sólido, sus moléculas se moverán más rápidamente y aumentarán la distancia media entre ellas. Las fuerzas de cohesión disminuyen y llegará un momento en que éstas son incapaces de mantener las moléculas en posiciones fijas. Si las moléculas pueden **desplazarse,** entonces el sistema material se ha **convertido en líquido**.

Si la temperatura del líquido continúa aumentando, las moléculas aumentarán aún más su rapidez, la distancia media entre ellas irá aumentando y las fuerzas de cohesión van disminuyendo hasta que finalmente las moléculas pueden **liberarse** unas de otras. Ahora el **SISTEMA MATERIAL** o conjunto de moléculas está en **estado gaseoso.**

En forma inversa: si disminuimos la temperatura de un **SISTEMA MATERIAL** en estado gaseoso, disminuye la rapidez media de las moléculas y esto hace posible que al acercarse las moléculas casualmente, las fuerzas de cohesión aumentan al disminuir la distancia y puedan mantenerlas unidas. El **SISTEMA MATERIAL** pasará al **estado líquido**.

Si disminuye aún más la temperatura, las moléculas se mueven más lentamente, la distancia media entre ellas sigue disminuyendo y las fuerzas de cohesión aumentarán más. Llegará un momento que son lo suficientemente intensas como para impedir que las moléculas puedan

Desplazarse, obligándolas a ocupar posiciones fijas. El **SISTEMA MATERIAL** se ha Convertido en **estado sólido.**

Algunas sustancias, como el yodo en el estado sólido, pasan al calentarse, directamente a la fase gaseosa sin previo paso por la fase líquida (subliman).

En este curso no analizaremos como los cambios de presión pueden modificar los estados de la materia. Se estudiarán los diagramas de fase, que permiten interpretar estas transformaciones en el curso de grado de Química General.

a) Cambios Químicos

Cuando se deja un objeto de hierro al aire en un ambiente húmedo, con el tiempo, se puede observar que el mismo adquiere un color pardo rojizo. Esto se debe a que el oxígeno del aire se combina con el hierro y el agua formando lo que se conoce como herrumbre; cuyas características son completamente diferentes al objeto del cual se originó. El fenómeno descripto, corresponde a un cambio químico, también llamado reacción química; en la cual una sustancia se transforma en otra químicamente distinta, es decir, una sustancia que tiene una composición química diferente de la inicial.

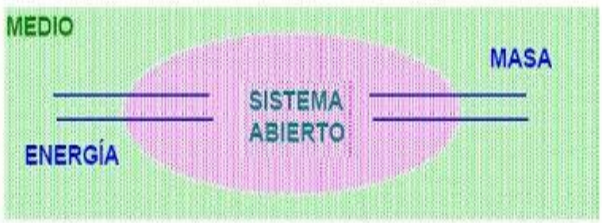
Otro ejemplo cotidiano: cuando quemamos papel (formado fundamentalmente por carbono, hidrógeno y oxígeno) obtenemos como resultado cenizas y gases que poseen propiedades muy diferentes a las que tenía el papel.

Combustión de la madera

Oxidación del fierro

SISTEMAS MATERIALES

Un sistema material es la porción del universo que se aísla real o imaginariamente para su estudio."



Clasificación de los sistemas materiales

Los sistemas materiales pueden clasificar según el criterio utilizado para el análisis en tres categorías diferentes que veremos a continuación:

I - Por su interacción con el medio

II - Por sus propiedades intensivas

III - Por el número de componentes presentes

I) Por su interacción con el medio (fig.1.5)

- **Abierto**: Puede intercambiar materia y energía con el medio. Por ejemplo, si calentamos verduras en una cacerola abierta, este sistema (cacerola con agua y verduras) intercambia masa (agua que pasa al estado de vapor y escapa de la cacerola) y energía con el medio (se entrega calor al sistema para que hierva el líquido)
- **Cerrado**: Tiene una cantidad fija de materia; sólo puede intercambiar energía con el medio. Un ejemplo de este tipo de sistema lo constituyen las compresas de frío para tratar lesiones de los atletas o una bolsa de agua caliente.
- **Aislado**: No interacciona con el medio. En este caso son sistemas cerrados y de paredes adiabáticas (que no permiten el flujo de energía); de manera que no hay intercambio de materia ni energía. Por ejemplo, un termo con agua caliente. (Se trataría de un termo ideal; en realidad no existe un termo de esta naturaleza).

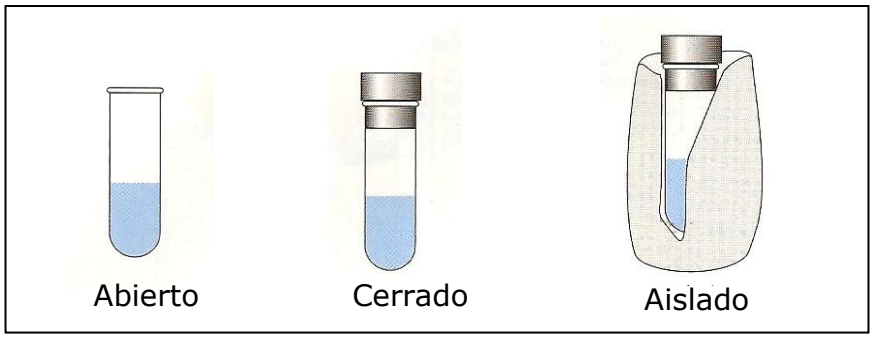


Fig.1.5: representación esquemática de la clasificación de los sistemas materiales según sus interacciones con el entorno.

II) Por sus propiedades intensivas

- **Homogéneo**: son sistemas que presentan un aspecto uniforme. Esto implica que presentan una sola fase (F = 1) y sus propiedades y composición, son las mismas en cualquier punto que se analice. Como ejemplos de este tipo de sistemas se pueden citar las soluciones acuosas: agua mineral, lavandina, vinagre o alcohol medicinal; metales: un alambre de cobre o una lámina de aluminio o gases como el aire filtrado (libre de partículas en suspensión).
- **Heterogéneo**: se denomina así a los sistemas que presentan dos o más porciones homogéneas diferentes, separadas por superficies definidas, llamadas interfases, a través de las cuales las propiedades cambian bruscamente. Cada porción homogénea del sistema constituye una **fase.**

  En consecuencia un sistema heterogéneo se dice que es un sistema polifásico, presenta dos o más fases (F ≥ 2) que pueden estar presentes en cualquiera de los tres estados. Algunos ejemplos lo constituyen el granito, agua con hielo, o una mezcla de arena y agua (Fig.1.6).

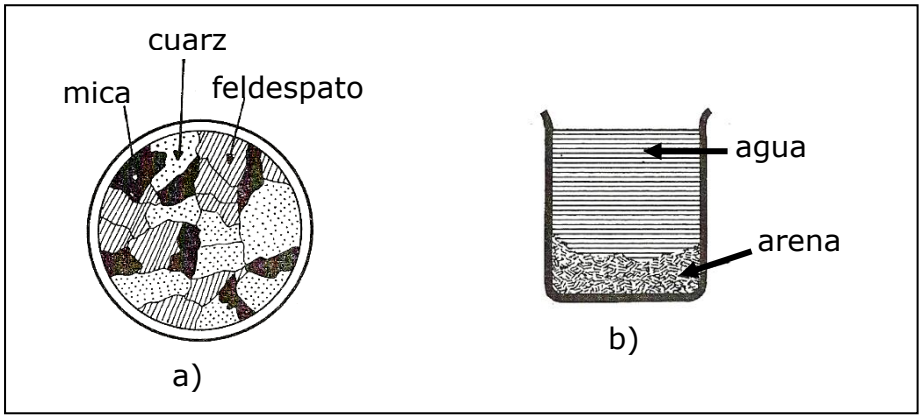


Fig.1.6: a) trozo de granito observado con lupa. Está constituido por tres fases sólidas (F=3): mica, cuarzo y feldespato.
b) sistema heterogéneo formado por dos fases (F=2); una líquida, agua, y otra sólida, arena.

Existen otros ejemplos de sistemas en los que resulta más difícil establecer si son heterogéneos o no. Por ejemplo, la leche es homogénea a simple vista, sin embargo observada al microscopio, se advierten gotitas de grasa diferenciadas del suero. Es por tanto un sistema heterogéneo. **La diferenciación se establece mediante el microscopio óptico.**

III) Por el número de componentes: Sustancias

Antes de abordar esta clasificación, empezaremos definiendo un concepto muy importante que nos permitirá comprender a qué nos referimos cuando hay que tener en cuenta el número de "componentes" en un sistema.

Una **sustancia pura** es una forma de materia que tiene una composición constante, que no varía de una muestra a otra y que por lo tanto responde a una fórmula química determinada. Presenta propiedades físicas y químicas características (propiedades específicas). Ejemplos: agua, azúcar, cloruro de sodio, etc.

Hablar del número de componentes, implica hablar del número de sustancias puras que forman un sistema.

Teniendo en cuenta el número de componentes o sustancias presentes, a los sistemas materiales también se los puede clasificar como:

Monocomponentes: están constituidos por una sola clase particular de materia o sustancia (n = 1); es decir que se puede identificar mediante sus propiedades específicas. En este caso se dice que el sistema está formado por un componente "puro". Por ejemplo: un vaso conteniendo sólo agua.

Multicomponentes o mezclas: están formados por dos o más sustancias ($n \geq 2$) que conservan sus propiedades características. Las mezclas no tienen una composición constante y pueden ser **homogéneas** o **heterogéneas**

Cualquier mezcla, ya sea homogénea o heterogénea, se puede formar y volver a separar en sus componentes puros aprovechando las diferencias en sus propiedades, por distintos métodos sin cambiar la identidad de dichos componentes, ya que cada componente conserva sus propiedades.

- <u>Mezclas Heterogéneas</u>

En este tipo de sistemas el número de fases y el número de componentes es igual o mayor a 2 ($n \geq 2$ y $F \geq 2$); por ejemplo una mezcla de arena y agua.

En estas mezclas, las distintas fases pueden separarse por métodos mecánicos (filtración, decantación, tamización, separación magnética, entre otros)

- **<u>Mezclas Homogéneas</u>**

Cuando una cucharada de sal se disuelve en agua (en proporciones adecuadas), obtenemos un sistema homogéneo (no se observarán interfases), pero este sistema tiene dos componentes: agua y sal. En este ejemplo, el sistema descripto es un **líquido,** en el cual ambas sustancias aún están presentes y la composición de la mezcla es la misma en todo el sistema. A este tipo de sistema en particular se lo denomina **disolución** (**solución**). Podemos definir entonces a una solución como un sistema homogéneo formado por dos o más componentes ($n \geq 2$ y $F=1$). Su composición es variable ya que pueden realizarse muchísimas mezclas diferentes de agua y sal, variando las cantidades utilizadas.

Los componentes de este tipo de sistemas pueden **fraccionarse** utilizando métodos físicos que implican calor y cambios de estado (destilación, cristalización). Así, la sal se puede separar de la

disolución acuosa al calentar y evaporar toda el agua presente. Si se condensa el vapor de agua liberado, es posible obtener el componente agua. Después de la separación, no habrá ocurrido cambio alguno en las propiedades de los componentes de la mezcla.

ELEMENTO

Desde siempre el hombre creyó que habría una esencia común en la creación de toda la naturaleza y, a pesar de la aparente complejidad de nuestro mundo, esta esencia común podía hallarse al reducir todas las cosas a sus constituyentes básicos.

Actualmente, sobre la base de experimentos, se sabe que todo cuanto existe en la Tierra y probablemente también en todo el universo, se crea a partir de diferentes combinaciones de aproximadamente 100 unidades o bloques constructores diferentes que llamamos **átomos**. Cada clase particular de átomo define a un **elemento químico**.

La diversidad del comportamiento químico, entonces, es el resultado de la existencia de apenas unos 100 elementos y por tanto, de sólo 100 clases de átomos. En cierto sentido, los átomos son como las 28 letras del alfabeto, que se unen en diferentes combinaciones para formar la infinita cantidad de palabras de nuestro idioma.

Un átomo es la última partícula, individual e indestructible de un elemento que conserva la identidad química del elemento considerado

Actualmente se han identificado 114 elementos de los cuales, unos 90 se encuentran en la Naturaleza y los restantes son artificiales, producidos por el hombre en reacciones nucleares.

Los elementos se representan con un símbolo de una o dos letras. La primera letra siempre en mayúscula, de su nombre latino y si es necesaria la segunda letra escrita en minúscula.

En la siguiente tabla se presenta una lista resumida de elementos y sus símbolos, cuyo aprendizaje será indispensable para desarrollar los temas que veremos en las siguientes unidades de este curso.

Elemento	**Símbolo**	**Elemento**	**Símbolo**	**Elemento**	**Símbolo**
Aluminio	**Al**	Cromo	**Cr**	Níquel	**Ni**
Argón	**Ar**	Cinc	**Zn**	Nitrógeno	**N** *(nitrogenum)*
Arsénico	**As**	Estaño	**Sn**	Oxígeno	**O**
Azufre	**S** (*sulfur*)	Flúor	**F**	Plata	**Ag** (*argentum*)
Bario	**Ba**	Fósforo	**P** (*phosphorus*)	Plomo	**Pb**
Bromo	**Br**	Helio	**He**	Potasio	**K** (*kalium*)
Cadmio	**Cd**	Hidrógeno	**H**	Platino	**Pt**
Calcio	**Ca**	Hierro	**Fe** (*ferrum*)	Silicio	**Si**
Carbono	**C**	Litio	**Li**	Sodio	**Na** (*natrium*)
Cloro	**Cl**	Magnesio	**Mg**	Xenón	**Xe**
Cobalto	**Co**	Manganeso	**Mn**	Yodo	**I** (*iodine*)
Cobre	**Cu**	Mercurio	**Hg**		
Criptón	**Kr**	Neón	**Ne**		

SUSTANCIAS SIMPLES Y COMPUESTAS

Se definió anteriormente a una sustancia pura como una forma de materia que tiene una composición constante y definida (responde a una fórmula química determinada) y propiedades físicas y químicas características (propiedades específicas).

También se puede definir como un sistema homogéneo **no fraccionable** que presenta propiedades intensivas constantes que permiten identificarla, siendo F = 1 y n = 1.

Todas las sustancias puras reciben un nombre específico y tienen una representación simbólica a partir de la simbología utilizada para los elementos.

La mayor parte de la materia está organizada en estructuras formadas por dos o más átomos que pueden ser del mismo elemento o de elementos diferentes. Estas estructuras pueden estar formadas por **moléculas o iones**, que le proporcionan propiedades físicas y químicas muy diferentes a las sustancias que forman.

Una **molécula** es la partícula más pequeña que puede tener una existencia independiente estable. En casi todas ellas, dos ó más átomos están enlazados juntos en unidades discretas muy pequeñas que son eléctricamente neutras. En cambio, un **ión** es un átomo o grupo de átomos que tiene carga eléctrica.

Se denomina sustancia **simple** o **elemental** a aquellas constituidas por átomos del mismo elemento. En consecuencia, **no** se puede separar en otras más simples por métodos químicos.

De todas las sustancias simples conocidas, solo los gases nobles se encuentran normalmente en la naturaleza como átomos aislados, es decir, formando **moléculas monoatómicas**. Algunas otras sustancias simples se presentan como moléculas diatómica (moléculas formadas por dos átomos) o poliatómicas (moléculas formadas por 3 o más átomos).

El oxígeno que respiramos, está formado por dos átomos de oxígeno; y representamos esta forma molecular del oxígeno con la fórmula química O_2. El subíndice de la fórmula se denomina **atomicidad** y nos dice que hay dos átomos de oxígeno en cada molécula. En este caso se trata de una molécula diatómica.

Debemos reconocer las sustancias simples más comunes, cómo se representan simbólicamente (fórmula química) y cómo se nombran las mismas (nomenclatura).

En la siguiente tabla, se presentan las sustancias simples más comunes ordenadas por su **atomicidad** (número de átomos por molécula).

Atomicidad	Fórmula Química	Nombre común	Nomenclatura IUPAC*
Monoatómicas	He	Helio	Helio
	Ne	Neón	Neón
	Ar	Argón	Argón
	Xe	Xenón	Xenón
Diatómicas	H_2	Hidrógeno	dihidrógeno
	O_2	Oxígeno	dioxígeno
	N_2	Nitrógeno	dinitrógeno
	F_2	Flúor	diflúor
	Cl_2	Cloro	dicloro
	Br_2	Bromo	dibromo
	I_2	Yodo	diyodo
Poliatómicas	O_3	Ozono	trioxígeno
	P_4	Fósforo blanco	Tetrafósforo
	P_8	Fósforo rojo	Octofósforo

*IUPAC: siglas en inglés de la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada

Un mismo elemento puede presentarse en la naturaleza en dos o más sustancias simples, con propiedades físicas y químicas diferentes. Estas formas se denominan **variedades alotrópicas**. Por ejemplo:

- El O presenta dos variedades alotrópicas: oxígeno molecular (O_2) y ozono (O_3)
- El elemento P también tiene dos variedades alotrópicas: fósforo blanco (P_4) y fósforo rojo (P_8)
- El carbono presenta las siguientes variedades alotrópicas: carbono grafito ($C_{(grafito)}$) y carbono diamante ($C_{(diamante)}$)

Cuando las sustancias están formadas por átomos de dos o más elementos diferentes unidos químicamente en una proporción constante, se denominan **sustancias compuestas** o simplemente **compuestos**. Estas sustancias sólo pueden descomponerse por métodos químicos, en otras sustancias más simples, y lo hacen siempre en la misma relación de masas. Por ejemplo, el compuesto agua se puede descomponer por medio de la electricidad (electrólisis) en las sustancias simples hidrógeno y oxígeno que están siempre presentes en la misma proporción de masas: 11.1% de H_2 y 88,9% de O_2.

Muchas de estas sustancias existen como moléculas (compuestos moleculares). La fórmula de este tipo de compuestos nos indica la cantidad y clase de átomos que la forman. Por ejemplo, la fórmula CH_4 nos indica que cada molécula de metano (así se llama esta sustancia) está constituida por un átomo de carbono (cuyo símbolo es C) y 4 átomos de hidrógeno (cuyo símbolo es H) unidos químicamente. Otra forma de representación muy común entre los químicos es el modelo de bolas y varillas, como se muestra en la figura 1.5 a):

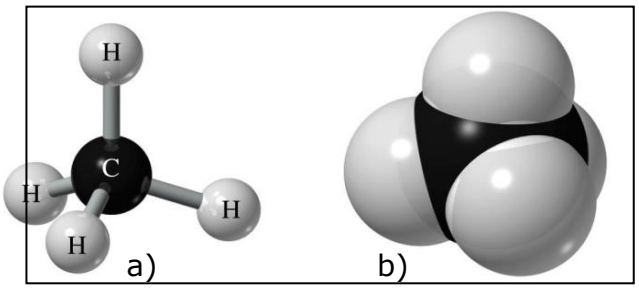
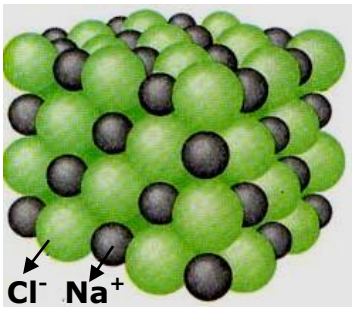


Fig. 1.7: diferentes modelos de representar y visualizar moléculas.

los átomos se muestran como esferas de diferentes tamaños que reflejan los tamaños relativos de los mismos. Las uniones (enlaces) como varillas y representan los ángulos con que los átomos se unen den- tro de la molécula.

Otra representación son los modelos espaciales, figura 1.5 b, que dan una idea más realista de cómo se vería la molécula si se aumentara su escala. Al igual que en el modelo anterior, los átomos se indican por su color y reflejan el tamaño relativo de los mismos.

Algunos otros compuestos, están formados por muchos iones de carga opuesta unidos entre sí (compuestos iónicos). Estos iones se encuentran dispuestos en una ordenación espacial denominada cristal, como lo que se muestra en la figura 1.6.



Dado que **NO** existen como una molécula sola, la fórmula, llamada unidad fórmula o también fórmula empírica indica la proporción entera mínima entre iones positivos y negativos para que el compuesto sea eléctricamente neutro.

Por ejemplo, el cloruro de sodio es un compuesto iónico cuya unidad fórmula es: NaCl; la misma nos indica que los iones Na^+ y Cl^- están presentes en la proporción 1:1.

Fig. 1.8: cristal de cloruro de sodio

En la siguiente unidad veremos la constitución de los átomos que nos permitirán comprender mejor la naturaleza de las cargas en los iones y en la unidad tres, veremos con más detenimiento el origen de las especies iónicas y su nomenclatura.

Mapa conceptual que muestra la categorización de la materia, dependiendo de las características y composición de las sustancias constituyentes.

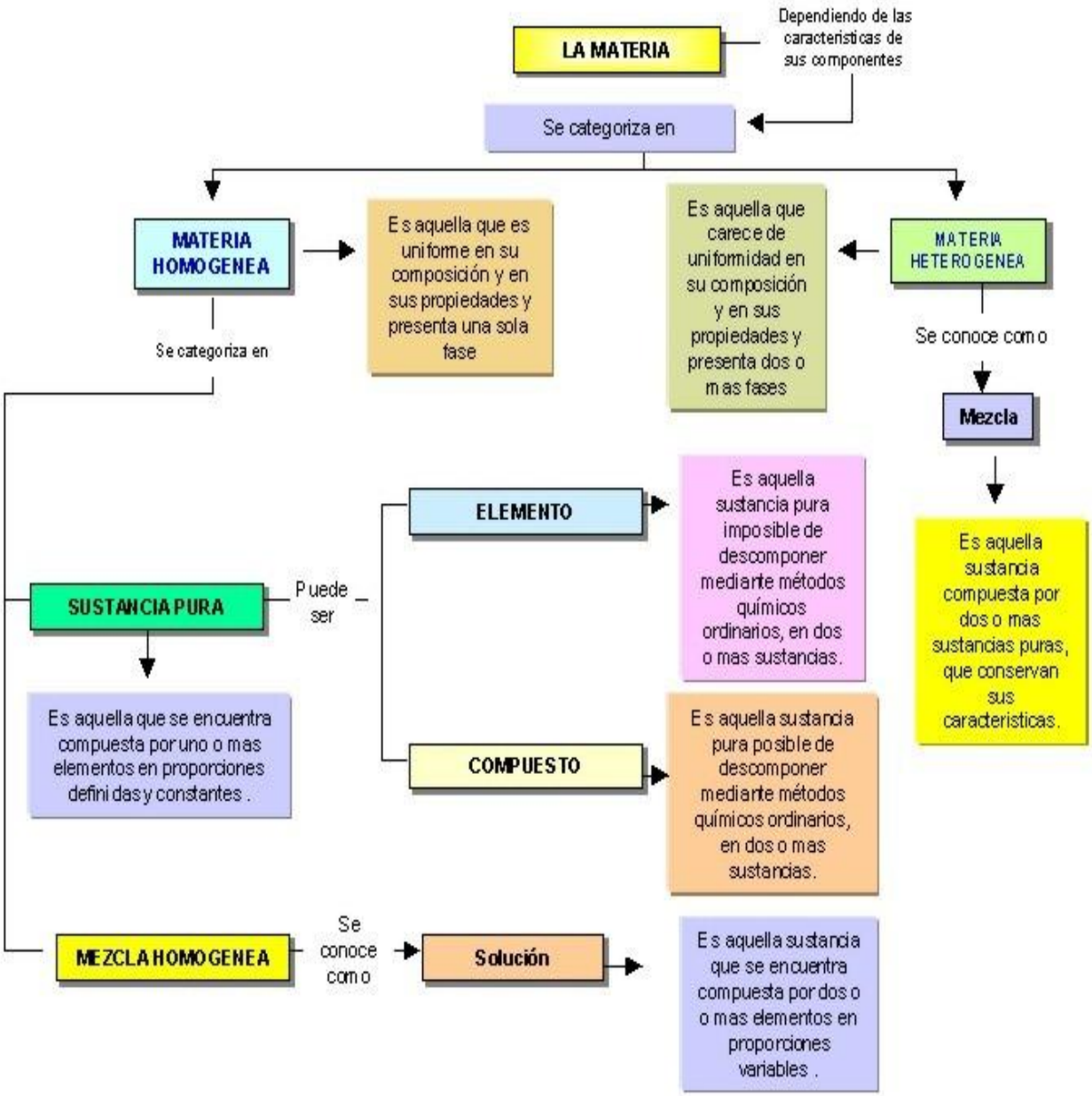
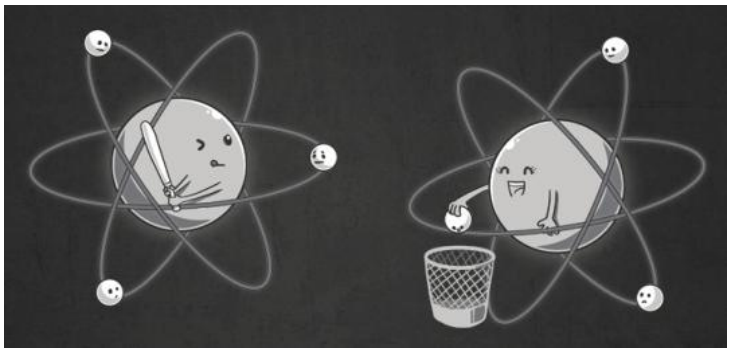


Fig: 1-9

"Los científicos son humanos, ellos tienen defectos como cualquier otra persona. Pero tienen la ventaja de que la ciencia es un proceso que se corrige continuamente"

Cyril Ponnamperuna

ESTRUCTURA ATÓMICA Y TABLA PERIÓDICA



Introducción

La química se ocupa de estudiar las propiedades de la materia.

Los materiales que nos rodean exhiben una notable y aparentemente infinita variedad de propiedades, que incluyen diferentes colores, texturas, solubilidades y reactividades químicas.

Cuando percibimos que los diamantes son transparentes y duros, que la sal es quebradiza y se disuelve en agua, que el oro puede trabajarse para formar láminas, y que la nitroglicerina es explosiva, estamos haciendo observaciones en el mundo macroscópico, el mundo de nuestros sentidos. En química buscamos entender y explicar estas propiedades en el mundo submicroscópico, el mundo de los átomos y las moléculas.

La perspectiva submicroscópica de la materia es la base para entender por qué los elementos y los compuestos reaccionan como lo hacen y por qué exhiben propiedades físicas y químicas específicas.

Teoría atómica

Resulta difícil de comprender que el conocimiento profundo que hoy tenemos de la estructura de la materia, tuvo sus orígenes en la filosofía griega antigua.

Demócrito (460-370 aC) y otros filósofos griegos de la antigüedad pensaban que todo el mundo material debía estar constituido por diminutas partículas indivisibles que llamaron átomos, que significa “indivisible”.

Luego de varios siglos, en 1803 *John Dalton* publicó el primer modelo atómico, quien imaginó los átomos como esferas macizas, indivisibles e indestructibles, este modelo fue aceptado durante el siglo XIX. Dalton planteó los siguientes postulados:

1- Un elemento se compone de partículas indivisibles extremadamente pequeñas llamadas átomos.

2- Todos los átomos de un elemento dado tienen propiedades idénticas, que difieren de las de los átomos de los otros elementos.

3- Los átomos no pueden crearse, destruirse o transformarse en átomos de otro elemento.

4- Los compuestos se forman cuando átomos de diferentes elementos se combinan unos con otros en una relación de números enteros y sencillos.

Según su teoría atómica, los átomos son bloques de construcción básicos de la materia, son las partículas más pequeñas de un elemento que conservan la identidad química del elemento.

El estudio de la estructura de los átomos comienza con el descubrimiento de la primera **partícula subatómica**, el electrón. Esto fue posible gracias a experimentos realizados con tubos de descarga que contenían gases a muy baja presión, que eran sometidos a una descarga eléctrica de alto voltaje.

En 1897 J. J. Thomson estudió la naturaleza de los rayos emitidos por el cátodo. Al comprobar el carácter corpuscular del haz (rayos catódicos), denominó **electrones** a las partículas negativas emitidas por el cátodo.

Fig. 2.1: J.Thomson trabajando con un tubo de rayos catódicos descubre la primer partícula subatómica en 1897.

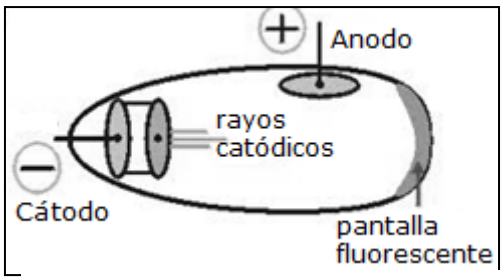


Fig. 2.2: Esquema del tubo de rayos catódicos empleado por J. Thomson.

Los experimentos realizados, llevaron a pensar que, si se generaban partículas negativas al someter el gas contenido en el tubo a una descarga de alto voltaje, deberían formarse también partículas cargadas positivamente, que se dirigirían al cátodo (electrodo de carga negativa). El estudio de los rayos de carga positiva llevó a E. Goldstein, en 1886, a proponer la existencia de partículas de carga positiva, cuya masa dependía del gas contenido en el tubo. Las partículas generadas en experimentos con hidrógeno gaseoso resultaban ser las de masa mínima. Se propuso que estas partículas (las del hidrógeno gaseoso) correspondieran a otra partícula unidad, común a todos los átomos, a las que se les asignó el nombre de **protón**.

Thomson creía que la carga positiva ocupaba la mayor parte del volumen del átomo. Imaginaba que un átomo era una esfera uniforme de carga positiva, y que los electrones estaban encerrados en esa esfera, como las pasas en un pastel (modelo del budín de pasas)

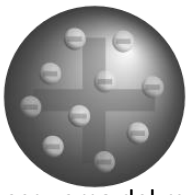


Fig. 2.3: esquema del modelo atómico propuesto por Thomson.

En 1909, el científico inglés Rutherford realizó un experimento que permitió determinar con mayor precisión la distribución de las partículas subatómicas. En el mismo, bombardeaba una lámina delgada de oro con rayos α (núcleos de átomos de helio), cargados positivamente.

La mayoría de los rayos alfa traspasaban la lámina sin ser desviados. Un porcentaje muy bajo de estos rayos se desviaban de su trayectoria como si fueran rebotados por la lámina de oro.

Este experimento llevó a Rutherford a presentar en 1911 un nuevo modelo atómico. En este modelo una muy pequeña zona del átomo, a la que denominó **núcleo atómico,** concentra casi toda la masa del átomo y la carga positiva (protones)**.** Los electrones se ubican en el espacio externo al núcleo, separados por grandes espacios vacíos. El tamaño del núcleo es extremadamente pequeño en relación al tamaño del átomo.

Como los átomos no poseen carga neta, deben tener la misma cantidad de protones que de electrones. Sin embargo se encontró que la masa total de los átomos era más o menos el doble de los protones. Por tanto deberían existir partículas no cargadas en los núcleos que explicarían la masa faltante. Era difícil detectar partículas sin carga, y no fue sino hasta 1932 que J. Chadwich las descubrió. Observó que cuando se exponía berilio 9 a las partículas alfa procedentes de la desintegración radiactiva del radio, se emitían partículas más o menos con la misma masa que los protones, pero sin carga; a estas partículas se las denominaron **neutrones.**

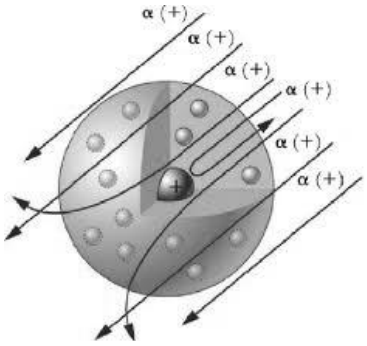


Fig.2.4: Esquema del modelo propuesto por Rutherford.

Distribución de las partículas subatómicas

Se han descubierto muchas partículas subatómicas, como quarks, positrones, neutrinos, piones y muones.

Pero, las partículas fundamentales que son las unidades básicas de construcción de todos los átomos, y por lo tanto de toda la materia son tres: electrones, protones y neutrones.

El átomo posee un núcleo o parte central, donde se encuentran los protones y los neutrones, y una zona periférica, llamada corteza, donde están ubicados los electrones.

- Núcleo: en él se concentra casi toda la masa del átomo, es donde se encuentran ubicados los protones y los neutrones.

  - Protones: tienen carga positiva. Su masa relativa es 1. Se considera como partícula pesada.
  - Neutrones: no tienen carga eléctrica. Su masa relativa es 1; aproximadamente igual a la del protón.

- Corteza electrónica: donde se encuentran ubicados los electrones.

  - Electrones: tienen carga eléctrica negativa. Su masa relativa es tan pequeña que se considera despreciable (no se tiene en cuenta ya que es 1840 veces menor que la del protón). Son partículas livianas.

En el siguiente cuadro se resumen las características de las partículas subatómicas.

Partícula	Masa		Carga		Símbolo
	Absoluta (g)	Relativa (uma)	Absoluta (coulomb)	Relativa	
Electrón	$9{,}1\ 10^{-28}$	0	$-1{,}6\ 10^{-19}$	- 1	${}^{0}_{-1}e$
Protón	$1{,}672\ 10^{-24}$	1	$+1{,}6\ 10^{-19}$	+ 1	${}^{1}_{+1}p$
Neutrón	$1{,}674\ 10^{-24}$	1	0	0	${}^{1}_{0}n$

El tamaño del núcleo es sumamente pequeño en relación al tamaño del átomo.

Si pudiéramos comparar el tamaño del átomo con el de un estadio de fútbol, una mosca ubicada en el centro del estadio representaría el núcleo.

El átomo es eléctricamente neutro. Dado que las partículas subatómicas que poseen carga positiva son los protones, las que tienen carga negativa son los electrones, y la carga de protones y electrones es igual, aunque de signo opuesto, podemos decir que el átomo tiene: *igual número de protones que de electrones*.

Número atómico y número másico

Lo que diferencia a los átomos de los distintos elementos es el número de protones que poseen en el núcleo. El número de protones que tiene un átomo se llama Número Atómico y se simboliza con la letra Z.

Como la cantidad de electrones que posee un átomo neutro es igual a la cantidad de protones que posee el núcleo de ese átomo, Z es igual a la cantidad de electrones de un átomo neutro. Se deduce entonces lo siguiente:

Nº atómico (Z) = cantidad de protones = cantidad de electrones de un átomo neutro

Como ya hemos estudiado, en el núcleo del átomo, además de los protones, se encuentran los neutrones, que son partículas de masa aproximadamente igual a la de los protones, pero que no poseen carga. Como casi toda la masa del átomo se encuentra en el núcleo, se define al Número Másico, representado con la letra A, como la suma del número de protones y de neutrones que posee un átomo.

Nº másico (A) = cantidad de protones + cantidad de neutrones

Así también, podemos determinar a partir del conocimiento del Número Másico (A) y el Número Atómico (Z) de un elemento, su número de neutrones.

Nº de neutrones = A – Z

Podemos representar un átomo de un elemento, conocidos su Número Atómico (Z) y su Número Másico (A), de la siguiente forma: $^{A}_{Z}X$ donde:

X: representa el símbolo químico del elemento

Z: es el número de protones que posee el átomo del elemento X, escrito a la izquierda como subíndice.

A: es el número de protones más neutrones que posee dicho átomo, escrito a la izquierda como supraíndice.

Por ejemplo, para un átomo de sodio lo representamos simbólicamente como sigue:

De la cual se deduce que un átomo de sodio posee:

- ✓ 11 protones;
- ✓ 11 electrones;
- ✓ 23-11= 12 neutrones

Isótopos

A medida que se fueron realizando mediciones más precisas de las masas de los átomos, se observó que todos los átomos de un mismo elemento no tenían la misma masa atómica como había propuesto Dalton y también lo indicó Mendeleev. Existen átomos de un mismo elemento con distintas masas.

A los átomos que tienen el mismo número de protones (porque pertenecen al mismo elemento) y cuyas masas son diferentes, se los denomina **isótopos**. Los isótopos difieren entonces en el número de neutrones que posee el átomo.

Es decir, **los isótopos son átomos de un mismo elemento que difieren en su número de neutrones**. Dado que los isótopos de un mismo elemento poseen el mismo número de protones y el mismo número de electrones, tienen esencialmente las mismas propiedades químicas y físicas.

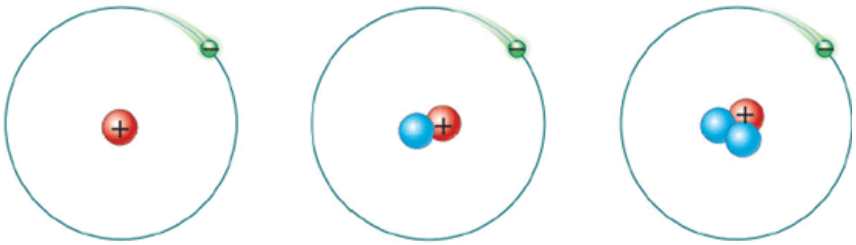
Un isótopo se indica escribiendo su número másico luego del nombre del elemento y se representan escribiendo el número másico como superíndice a la izquierda del símbolo del elemento y el número atómico, como subíndice. Por ejemplo, el carbono posee tres isótopos, que se simbolizan de la siguiente forma:

$^{12}_{6}C$, que se lee "carbono 12" $^{13}_{6}C$, que se lee "carbono 13"

$^{14}_{6}C$, que se lee "carbono 14"

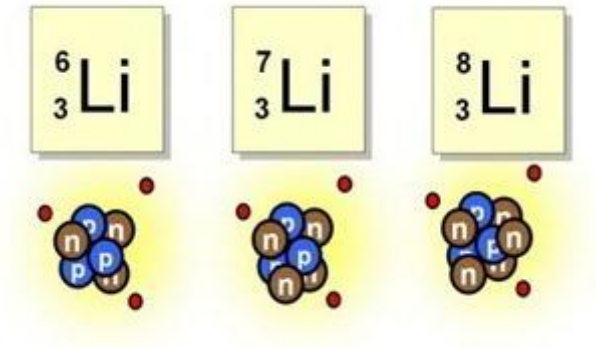
Como podemos deducir, todos los átomos de carbono tienen seis protones, pero sin embargo, presentan diferentes números de neutrones (6, 7 y 8, respectivamente).

Solamente los isótopos del hidrógeno tienen una denominación particular:



	$^{1}_{1}H$: protio	$^{2}_{1}H$: deuterio (D)	$^{3}_{1}H$: tritio (T)
N° de protones	1	1	1
N° de eléctrones	1	1	1
N° de neutrones	0	1	2

Otro ejemplo:



Ejercitación

El magnesio tiene un número atómico de 12 y presenta tres isotopos con número másico 24,25 y 26.

Escribe el símbolo completo para cada uno de ellos y calcula el número de protones, electrones y neutrones presentes en cada uno de dichos isótopos.

Ley periódica. Tabla periódica de los elementos

Desde la antigüedad se buscaba un sistema que permitiera clasificar a los elementos químicos conocidos en grupos relacionados sistemáticamente, aprovechando sus propiedades comunes.

Suele atribuirse la tabla periódica a Dimitri Mendeleev, quien hizo una lista de las propiedades de cada elemento, conocidos hasta ese momento, en una tarjeta distinta. Al ordenar las tarjetas en varias formas, notó que las propiedades de los elementos se repetían en forma periódica al ordenarse por sus masas atómicas en forma creciente. Así es como en 1871, publicó lo que sería el primer modelo de la tabla periódica de los elementos. La misma, tenía un formato de ocho columnas y afirmaba que cada grupo de ocho elementos tenía propiedades similares; supuso que debían haber elementos desconocidos, y sugirió que las propiedades de los elementos faltantes, se podían predecir con base en la química de los elementos vecinos.

Este modelo presentaba algunos problemas y fue Henry Moseley quien a través de experimentos con rayos X demostró que los elementos se podían ordenar según el número de cargas positivas del átomo del elemento (número atómico) y así se eliminaban irregularidades de la tabla basada en masas atómicas y se definían con exactitud los espacios de la tabla para los que aún era necesario encontrar los elementos. A partir de este descubrimiento, se formuló la **ley periódica** prácticamente en la forma que se la conoce hasta la actualidad:

"Las propiedades de los elementos son funciones periódicas de sus números atómicos"

Grupos y Períodos

La versión actual de la Tabla Periódica se conoce como “modelo largo” y en ella se ubican todos los elementos conocidos hasta la fecha.

Los elementos ubicados en la misma columna vertical tienen propiedades semejantes. A estas columnas se las denomina **grupos** o “familias” y son 18.

Para la designación de los grupos vamos a utilizar dos esquemas distintos como se muestra en la parte superior de los grupos en la tabla periódica (fig. 2.1). La designación en números arábigos del 1 al 18, es la propuesta por la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC, por sus siglas en inglés). En cambio, la designación que utiliza números romanos y las letras A o B, es una convención utilizada por los países europeos, que es conveniente también conocerla.

A las filas de la tabla periódica se las denomina **períodos** y se designan con números arábigos de 1 a 7. El primer periodo solo contiene dos elementos: el hidrógeno (H) y el helio (He). El segundo y tercer periodo contienen 8 elementos, mientras que, los periodos cuarto y quinto cuentan con 18 elementos. Con respecto a los periodos sexto y séptimo, son los más extensos ya que contienen, cada uno, 32 elementos, de los cuales 14 de estos se ubican en sendas filas, debajo de la tabla periódica, para evitar que sea tan extensa que resulte incómoda su manipulación.

Las posiciones de los elementos en la tabla periódica se relacionan con las distribuciones de sus electrones. Todos los elementos que pertenecen a un mismo grupo tienen la misma cantidad de electrones externos (electrones de valencia) y por ello, tienen propiedades similares entre sí.

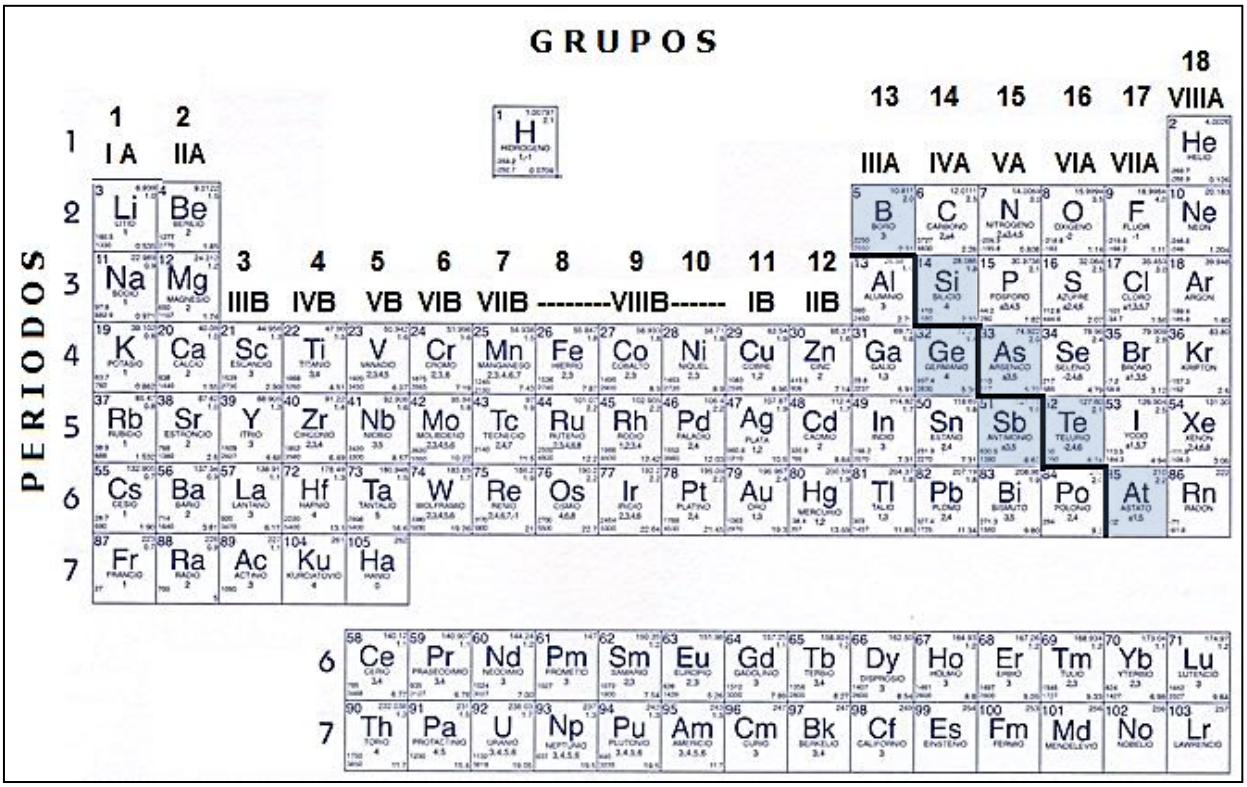


Fig. 2.5: Tabla Periódica, modelo extendido.

Clasificación de los elementos según sus características y propiedades

A los elementos podemos clasificarlos según tres criterios diferentes:

A- Según sus propiedades:

Metales: en la tabla periódica son los elementos ubicados a la izquierda de la línea gruesa en escalera (salvo el hidrógeno) fig. 2.5. En general, forman sustancias simples caracterizadas por poseer un brillo llamado metálico. Tienen estructura cristalina y son buenos conductores del calor y la electricidad. Son sólidos a temperatura ordinaria, excepto el mercurio. Otras propiedades son la opacidad, dureza, ductilidad, maleabilidad y fusibilidad, pudiendo también alearse con otros metales. Desde un punto de vista electrónico, un elemento se considera metal cuando cede fácilmente electrones y no tiene tendencia a ganarlos.

No Metales: En su mayoría son gaseosos o líquidos, conducen mal el calor y la electricidad y rara vez presentan brillo. Estos elementos difícilmente ceden electrones y, sí, en cambio, a veces los aceptan. El carácter no metálico se presenta más acusadamente cuanto más arriba y a la derecha de la Tabla Periódica esté situado el elemento; en consecuencia son los que se hallan a la derecha de la línea gruesa en escalera.

Metaloides: la clasificación hecha hasta el momento es un poco arbitraria y varios elementos no se ajustan a ninguno de los dos tipos citados. Casi todos los elementos adyacentes a la línea en escalera (fig.2.5 recuadro sombreado) suelen llamarse "metaloides" o "semimetales" porque exhiben algunas propiedades que son características tanto de los metales como de los no metales.

La diferencia entre metales y metaloides y entre estos y los no metales, no son demasiado precisas, pero frecuentemente se consideran en esta categoría a los siguientes elementos: boro, silicio, germanio, arsénico, antimonio, telurio y astato.

B- Según sus nombres especiales o tradicionales:

<u>Grupo 1 (I A): Los metales alcalinos</u>

Son metales blandos, de color gris plateado, que se pueden cortar con un cuchillo.

Presentan densidades muy bajas, y son buenos conductores del calor y la electricidad.

Reaccionan con facilidad con halógenos para formar sales iónicas, y con el agua para formar hidróxidos fuertemente básicos.

Nunca se los encuentra como elementos libres (no combinados) en la naturaleza. Como estos metales reaccionan rápidamente con el oxígeno, se venden en recipientes al vacío, pero por lo general se almacenan bajo aceite mineral o querosene. En este grupo, los más comunes son el sodio y potasio.

<u>Grupo 2 (II A): Los metales alcalinotérreos</u>

El nombre de alcalinotérreos proviene del nombre que recibían los óxidos de estos elementos, tierras, que tienen propiedades básicas (alcalinas). Estos metales presentan puntos de fusión más elevados que los del grupo anterior.

Son menos reactivos que los metales alcalinos. Reaccionan con facilidad con los halógenos para formar sales iónicas, y con agua para formar hidróxidos fuertemente básicos.

El calcio ocupa el quinto lugar en abundancia en la corteza terrestre. La cal, el cemento, los huesos y los depósitos de conchas marinas son ricos en calcio.

<u>Grupo 17 (VII A): Los halógenos</u>

El término halógenos proviene del griego hals, "sal", y genes "nacido". Se trata de cinco elementos químicamente activos, estrechamente relacionados, siendo el principal de ellos el cloro (Cl). El

nombre de halógeno, o formador de sal, se refiere a la propiedad de cada uno de los halógenos de formar, con el sodio, una sal similar a la sal común (cloruro de sodio).

Forman moléculas biatómicas (X_2), pero son demasiado reactivos para encontrarse libres en la naturaleza.

El primer halógeno, el flúor, es un gas amarillo pálido, y es el elemento con mayor carácter no metálico del grupo. Tiene una fuerte tendencia a ganar un electrón, para formar iones fluoruro (F^-). Los compuestos de flúor también se utilizan para prevenir la formación de caries dentales, por lo que pequeñísimas cantidades de flúor, se incorporan, como fluoruro, al agua potable y dentífricos.

El cloro es un gas amarillo verdoso, de olor irritante, que reacciona con casi todos los elementos. En concentraciones elevadas es muy venenoso, pero en pequeñas concentraciones puede salvar vidas, empleándose en el proceso de potabilización del agua y de las piscinas.

El bromo es el único elemento no metálico que es líquido a temperatura ambiente. Este líquido reactivo de color rojo sangre con un vapor rojo, es picante y venenoso. Se debe manejar con extremo cuidado, ya que produce quemaduras de difícil curación. Se lo utiliza para la producción de sustancias químicas para fotografía, colorantes y productos farmacéuticos.

A temperatura ambiente el yodo es un sólido cristalino de color gris acerado. Cuando se calienta, el yodo sólido se sublima y el vapor de yodo presenta color violeta brillante. El elemento yodo está presente en ciertos vegetales marinos, como las algas. El cuerpo humano necesita un poco de yodo para elaborar la hormona tiroxina, cuyo defecto produce bocio. En Argentina, para evitar esta enfermedad, se agrega a la sal como yoduro. Se emplea también como antiséptico en caso de heridas y quemaduras

Todos los isótopos del astato son radioactivos.

Grupo 18 (VIII A): Los gases nobles

Son elementos que tienen ocho electrones en su último nivel energético (a excepción del helio que sólo contiene dos). Esta configuración les confiere mucha estabilidad, por lo que son **muy poco reactivos**, aunque sí participan a veces en algunas reacciones químicas. Todos los gases nobles se encuentran principalmente en el aire, excepto el radón, que es un producto de desintegración del radio y se desintegra a su vez en otros elementos.

Lantanoides: más frecuentemente llamados lantánidos, son los elementos del período 6 que se encuentran ubicados en la fila superior externa ubicada debajo de la Tabla Periódica.

Actinoides: comúnmente llamados actínidos, incluye solamente a los elementos del período 7 que se ubican en la fila inferior debajo de la Tabla Periódica.

C- Clasificación según su ubicación en la Tabla Periódica.

En este caso la clasificación está relacionada con la configuración electrónica de los átomos (la forma en que se distribuyen los electrones en el átomo).

De acuerdo con esto, se los divide en cuatro bloques (fig. 2.6):

- **Elementos Principales o representativos**: elementos de los grupos 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 y 18.

- **Elementos de transición**: elementos de los grupos 3,4,5,6,7,8,9,10, 11 y 12.

- **Elementos de transición interna**: incluye a los elementos de los periodos 6 y 7 ubicados fuera de la tabla periódica.

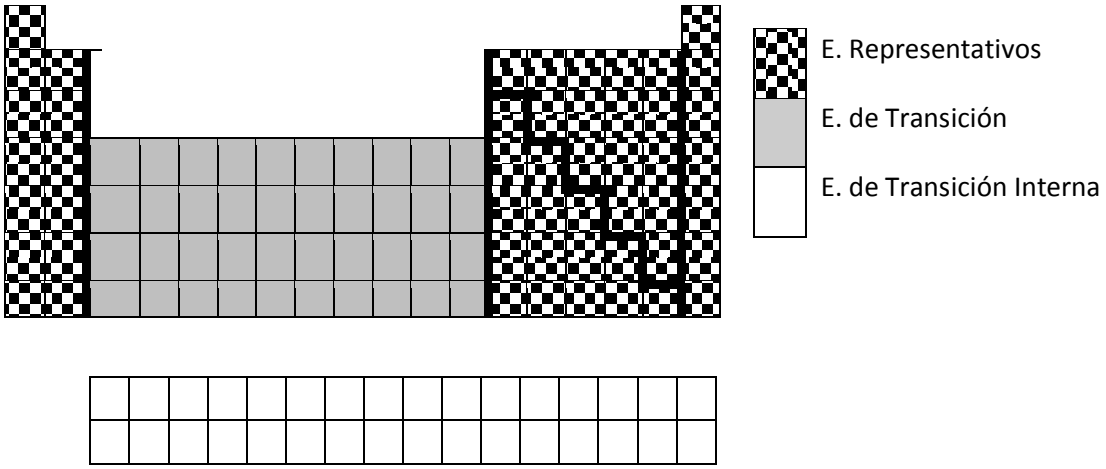
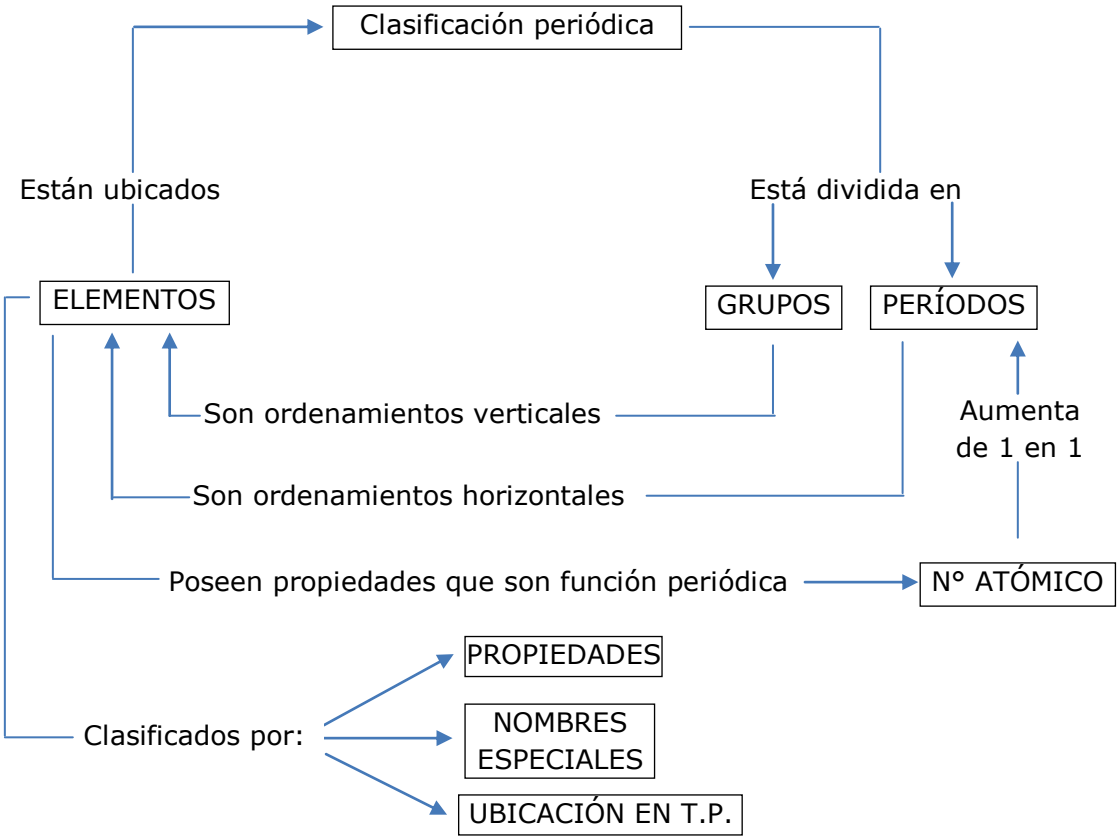


Fig. 2.6: Tabla Periódica de los elementos en la que se aprecia la división de los bloques según su configuración electrónica

Resumen:



HUMOR QUÍMICO

SISTEMÁTICA INORGÁNICA

INTRODUCCIÓN

Para obtener información acerca de una especie química dada, es necesario conocer su fórmula química y su nombre, que son parte del vocabulario fundamental de la Química. La asignación de nombres a las sustancias se denomina **nomenclatura química**, de los vocablos del Latín *nomen* (nombre) y *calare* (llamar)

Cuando la química era una ciencia joven y el número de compuestos conocidos era pequeño, era posible memorizar todos los nombres. Muchos nombres se derivaban de su aspecto físico, de sus propiedades, de su origen o de sus aplicaciones, por ejemplo, leche de magnesia, gas hilarante, piedra caliza, sosa cáustica, lejía, sosa para lavar, etc.

En la actualidad el número de compuestos conocidos sobrepasa los 13 millones. Por fortuna, no es necesario memorizar sus nombres. A través de los años, los químicos han diseñado un sistema claro para nombrar las sustancias químicas. Las reglas propuestas son aceptadas mundialmente, lo que facilita la comunicación entre los químicos y proporciona una forma útil para trabajar con la abrumadora variedad de sustancias.

El término sistemática hace referencia a un conjunto sistemático de normas que nos llevan a un nombre único e informativo, para cada sustancia, con base en su composición. El organismo encargado de dictar tales normas se llama Unión Internacional de Química Pura y Aplicada, IUPAC (su sigla en inglés)

Las reglas de la nomenclatura química se basan en la división de las sustancias en diferentes categorías. La división principal es entre los compuestos orgánicos y los inorgánicos. Los compuestos orgánicos contienen carbono, por lo regular en combinación con hidrógeno, nitrógeno o azufre. Todos los demás compuestos se denominan compuestos inorgánicos, aunque también se incluyen algunos compuestos más sencillos del carbono.

Aprender sistemática química es como aprender un idioma. Primero debes conocer las letras; en este caso, los símbolos. Luego, si combinas letras escribes palabras. Ahora deberás combinar símbolos para escribir fórmulas, algunas más sencillas, otras más complejas.

Este será nuestro objetivo: que puedas escribir la fórmula de un compuesto inorgánico a partir de los símbolos que ya te presentamos en la unidad uno y una vez escrita, indiques su nombre, o bien, a partir del nombre, escribas la fórmula.

En primer lugar, será necesario, repasar algunos conceptos vistos en la unidad 1 de este curso, en relación a la molécula y los compuestos moleculares y, a continuación trataremos con más detalle los conceptos de iones y compuestos iónicos.

1. MOLÉCULAS Y COMPUESTOS MOLECULARES

El átomo es la muestra representativa más pequeña de un elemento. Sin embargo, sólo los gases nobles se encuentran normalmente en la naturaleza como átomos aislados. La mayor parte de la materia se compone de moléculas o iones, que se forman a partir de los átomos.

Una molécula es un conjunto de dos o más átomos estrechamente unidos en un ordenamiento específico y con propiedades químicas y físicas diferentes de las que tienen los elementos que la han formado.

Algunas sustancias simples se encuentran en la naturaleza en forma molecular. Por ejemplo, el hidrógeno gaseoso, consta de moléculas formadas por dos átomos de hidrógeno cada una y se representa mediante la fórmula H_2. El subíndice de la fórmula nos dice que hay dos átomos de hidrógeno por molécula, y se dice que es una molécula diatómica. Al igual que el hidrógeno, otros elementos existen normalmente como moléculas diatómicas, las cuales se citan en la figura 3.1.

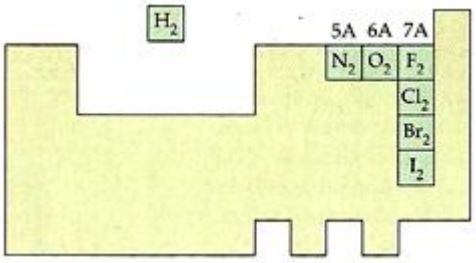


Fig.3.1 : elementos comunes que existen como moléculas diatómicas a temperatura ambiente.

Así mismo, muchas sustancias compuestas están formadas por moléculas (compuestos moleculares). Pueden ser combinaciones de dos o más elementos diferentes.

Por ejemplo, el agua es un compuesto molecular, cuya molécula está constituida por dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno; por lo tanto se representa con la fórmula química H_2O. En la figura 3.2, se dan otros ejemplos de compuestos moleculares, sus fórmulas y su representación por medio de modelos espaciales.

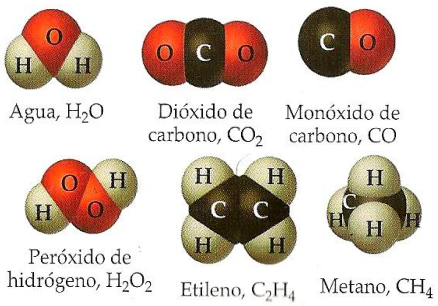


Fig. 3.2 : Representación de algunos compuestos moleculares sencillos.

"La mayor parte de las sustancias moleculares que veremos en este curso están constituidas sólo por átomos de elementos no metálicos"

2. IONES Y COMPUESTOS IÓNICOS

El núcleo de un átomo no cambia en los procesos químicos ordinarios, pero los átomos pueden adquirir o perder electrones fácilmente. Si un átomo neutro pierde o gana electrones, se forma una partícula cargada llamada ión.

Un ión con carga positiva se denomina **catión**. La carga neta de un catión se representa con un superíndice; +, 2+, 3+ que indica una carga resultante por la pérdida de uno, dos o tres electrones, respectivamente. Por ejemplo, el átomo de sodio, que tiene 11 protones y 11 electrones, pierde con facilidad un electrón. El catión resultante tiene 11 protones y 10 electrones, y por lo tanto tiene una carga neta de 1+.

Ej: $_{11}Na - 1e = {}_{11}Na^{+}$

Átomo de Na	**Catión Na^+**
11 protones	11 protones
11 electrones	10 electrones

Por otra parte, un ión con carga negativa es un **anión** y la carga del mismo se indica como un superíndice. Los superíndices -, 2- , 3- representan cargas netas que resultan de la ganancia de uno, dos o tres electrones, respectivamente. Por ejemplo:

$_{17}Cl + 1e = {}_{17}Cl^{-}$

Átomo de Cl	**Anión Cl^-**
17 protones	17 protones
17 electrones	18 electrones

Los iones resultantes poseen propiedades químicas muy diferentes de las de los átomos de los cuales derivan.

"En general, los átomos metálicos ceden electrones para formar cationes y los átomos no metálicos ganan electrones para formar aniones"

Además de los iones monoatómicos como el Na^+ y Cl^-, existen iones poliatómicos como NH_4^+(catión amonio) y SO_4^{2-} (anión sulfato) . Estos iones consisten en átomos unidos igual que en una molécula, pero tienen una carga neta positiva o negativa.

Compuestos Iónicos

Una buena proporción de toda la actividad química implica la transferencia de electrones entre especies químicas, dándose simultáneamente la pérdida de electrones por parte de una y la ganancia, de esos mismos electrones, por parte de la otra.

Por ejemplo, cuando el sodio elemental reacciona con cloro elemental, un electrón se transfiere de un átomo neutro de sodio a un átomo neutro de cloro. Se generan un catión Na^+ y un anión Cl^-. Como son partículas con cargas opuestas se atraen para originar el compuesto cloruro de sodio (NaCl).

El cloruro de sodio es un ejemplo de **compuesto iónico***: un compuesto que contiene iones con carga positiva y iones con carga negativa.*

En general, los cationes son iones provenientes de átomos metálicos y los aniones son iones de átomos no metálicos. En consecuencia, *los compuestos iónicos surgen como combinación de elementos metálicos y elementos no metálicos.*

Los compuestos iónicos son todos sólidos a temperatura ambiente y en ellos, los iones que los constituyen, se acomodan en una estructura tridimensional, eléctricamente neutra, llamada red cristalina.

En consecuencia, los compuestos iónicos **no existen como una molécula**, sino como un conjunto de aniones y cationes ordenados, ocupando posiciones específicas y características para cada sustancia.

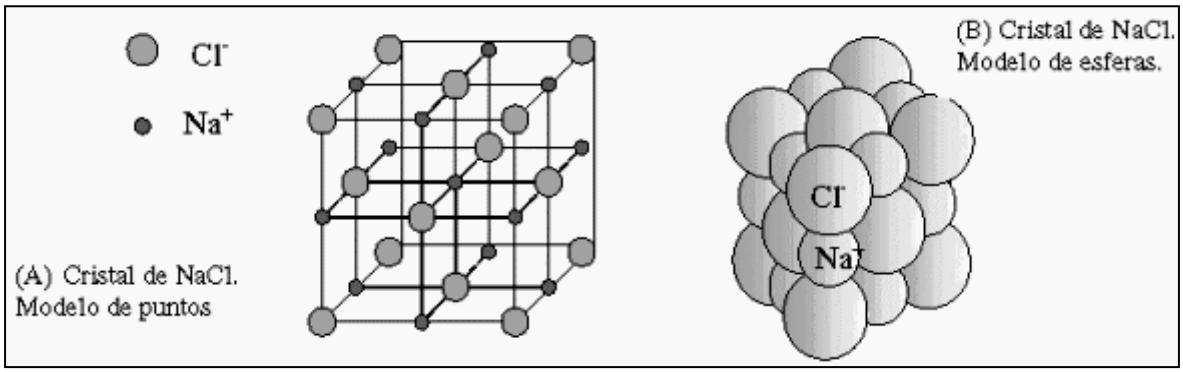


Fig.3.3: Estructura del cloruro de sodio. En realidad, los cationes están en contacto con los aniones. En ambos casos las esferas pequeñas representan iones Na^+, y las esferas grandes iones Cl^-

Por lo tanto, en la fórmula de un compuesto iónico, unidad fórmula, los subíndices que aparecen en ella indican la proporción entera más pequeña entre cationes y aniones presentes en el sólido, ya que el compuesto es eléctricamente neutro. Por consiguiente, los iones de un compuesto siempre están presentes en una proporción tal que la carga positiva total es igual a la carga negativa total. Por ejemplo, el cloruro de calcio está formado por aniones Cl^- y cationes Ca^{2+}. Para que esta estructura sea eléctricamente neutra por cada ion Ca^{2+} hay 2 iones Cl^- de modo que la fórmula será: $CaCl_2$.

3. NOMENCLATURA DE IONES MONO Y POLIATÓMICOS

Para poder escribir o nombrar compuestos inorgánicos resulta útil conocer la nomenclatura de los iones. En primer lugar aprenderemos a escribir y nombrar los iones más comunes, para luego escribir y nombrar a las sustancias inorgánicas que utilizaremos en este curso.

A partir de la unión de estos iones se podrá escribir la fórmula de un compuesto, y dar un nombre sistemático (indica la composición del compuesto) a la especie considerada.

Para lograr todo esto, debes conocer algunas reglas de nomenclatura.

3.1- NOMENCLATURA DE CATIONES

I) Si un metal forma un solo catión se nombra anteponiendo la palabra catión al nombre del elemento.

Por ejemplo, el sodio metálico forma un solo catión de carga 1+ (Na^+), y se denomina catión sodio.

Otros ejemplos de este tipo son:

Mg^{2+} catión magnesio **Al^{3+} catión aluminio**

II) Si un metal puede formar cationes con diferente carga, podemos usar las siguientes reglas para nombrarlos:

a) Nomenclatura tradicional

Se antepone la palabra **catión**, y se agrega el sufijo **–oso** a la raíz latina del nombre del elemento para nombrar al catión con menor carga positiva y el sufijo **–ico** para nombrar al catión con mayor carga positiva.

Ej. Fe^{2+} catión ferroso **Fe^{3+} catión férrico**

En este ejemplo el nombre de los cationes deriva del nombre latino del elemento hierro (ferrum)

b) Numerales de Stock

Se antepone la palabra catión al nombre del elemento y se agrega la carga del catión, escrito como número romano entre paréntesis.

Ej. Fe^{2+} catión hierro (II) **Fe^{3+} catión hierro (III)**

Casi todos los cationes son átomos metálicos monoatómicos. Una excepción a esta generalización la podemos encontrar en uno de los cationes que forma el mercurio (Hg_2^{2+}) que es un catión poliatómico. ¿Cómo nombramos a este catión?

Como el mercurio forma los cationes Hg_2^{2+} y Hg^{2+} se nombrarán:

Nomenclatura tradicional **Numerales de Stock**

Hg_2^{2+} catión mercuri**oso** catión mercurio (I)

Hg^{2+} catión mercúr**ico** catión mercurio (II)

III) Los cationes formados a partir de átomos no metálicos tienen nombres que terminan en **–io**

Ej. NH_4^+ = catión amonio **H_3O^+ = catión hidronio**

Estos dos iones son los únicos de esta clase que encontrarás en este curso. Ambos son poliatómicos (formados por más de dos átomos)

En la siguiente tabla encontrarás los cationes que utilizaremos en este curso, ordenados según su carga. Para que te resulte más fácil su estudio, están divididos en cationes de los elementos representativos y en cationes de los elementos de transición. Como puedes observar, los elementos representativos forman cationes con una única carga, y si miras la tabla periódica te resultará más fácil aprenderlos. Los cationes de los elementos del grupo 1 tienen carga 1+, los del grupo 2 tienen carga 2+ y los del grupo 13 tienen carga 3+. Si miras con atención los del grupo 14 tienen carga 2+ y los del grupo 15 tienen carga 3+.

Muchos de los elementos de transición forman cationes con distinta carga. En la tabla figuran sólo los cationes que veremos en este curso, y los nombres de aquellos cationes que pueden presentar dificultad.

Tabla 3.1- Cationes más comunes de los elementos representativos y de transición.

1+	**2+**	**3+**
REPRESENTATIVOS		
Grupo 1 Li^+ Na^+ K^+	**Grupo 2** Mg^{2+} Ca^{2+} Sr^{2+} Ba^{2+}	**Grupo 13** Al^{3+}
NH_4^+(catión amonio)	**Grupo 14** Sn^{2+} (catión estañoso) Pb^{2+} (catión plomo)	**Grupo 15** Bi^{3+}
TRANSICIÓN		
Cu^+ (catión cuproso) Ag^+	Mn^{2+} (catión manganoso) Fe^{2+} (catión ferroso) Cu^{2+} (catión cúprico) Zn^{2+} Co^{2+} (catión cobaltoso) Cd^{2+} Ni^{2+} Hg_2^{2+} (catión mercurioso) Hg^{2+} (catión mercúrico)	Cr^{3+} (catión crómico) Fe^{3+} (catión férrico)

3.2- NOMENCLATURA DE ANIONES:

a - Nomenclatura de aniones monoatómicos:

Se nombran agregando el sufijo **-uro** a la raíz del nombre del elemento.

Ej.: S^{2-} : anión sulf**uro**

Excepción: O^{2-}: anión óx**ido**

Tabla 3.2: Aniones monoatómicos

Grupo 14-IVA	Grupo 15-VA	Grupo 16-VIA	Grupo 17-VIIA
C^{4-} carburo	N^{3-} nitruro P^{3-} fosfuro As^{3-} arseniuro	O^{2-} óxido S^{2-} sulfuro	F^{-} fluoruro Cl^{-} cloruro Br^{-} bromuro I^{-} yoduro

Si no recordáramos la carga en estos iones, podemos calcularla restándole 8 al número de grupo (número romano). Por ejemplo para el anión cloruro su carga será: VII - 8= -1

b - Nomenclatura de aniones poliatómicos:

En la nomenclatura de los aniones poliatómicos o también llamados oxoaniones (por poseer átomos de oxígeno) veremos sólo la nomenclatura tradicional ya que es la de uso más frecuente en el campo profesional.

Estos iones están constituidos por oxígeno y otro elemento (elemento central: X).

La fórmula general de estos aniones es: $\mathbf{XO_p^{n-}}$

Donde:
p = n° de átomos de oxígeno
n- = carga del anión

Se nombran agregando el sufijo **-ato** a la raíz del nombre del elemento central.

Ej.: CO_3^{2-} es el anión carbon**ato**

A menudo dos o más oxoaniones tienen el mismo átomo central pero diferente número de átomos de oxígeno. En estos casos, al ion con el menor número de átomos de oxígeno, se le asigna el sufijo **-ito**, y al anión con el mayor número de átomos de oxígeno se le asigna el sufijo **-ato**.

Ej.: SO_3^{2-} es el anión sulf**ito**

SO_4^{2-} es el anión sulf**ato**

Otros oxoaniones presentan una proporción más baja de oxígeno que los oxoaniones con sufijo **-ito**. Se nombran anteponiendo el prefijo **hipo-** .

O bien contienen una proporción más alta de oxígeno que los oxoaniones con sufijo **-ato.** Se nombran anteponiendo el prefijo **per-**.

Ej.: ClO^- anión **hipo**clor**ito** (mínimo contenido de oxigeno)

ClO_2^- anión clor**ito**

ClO_3^- anión clor**ato**

ClO_4^- anión **per**clor**ato** (máximo contenido de oxigeno)

Un oxoanión importante que contiene hidrógeno y no sigue las reglas de nomenclatura que te mencionamos es el

anión hidróxido: OH^-

En la tabla de aniones poliatómicos encontrarás algunos oxoaniones cuyos nombres no se ajustan a esta regla general, y anteponen otros prefijos, tales como "meta-", "piro-", "orto-", “di-“

Ahora..... ¡A leer! 🖙 y conocer los iones.

Tabla 3.3: ANIONES POLIATÓMICOS

CARGA IÓNICA / GRUPO	1-	2-	3-	4-
17	**ClO^-** hipoclorito **ClO_2^-** clorito **ClO_3^-** clorato **ClO_4^-** perclorato **BrO^-** ---- **BrO_3^-** ---- hipobrcmito bromato **IO^-** ---- **IO_3^-** **IO_4^-** hipoyodito yodato peryodato	------	------	------
16	**HO^-** hidróxido	**SO_3^{2-}** **SO_4^{2-}** sulfito sulfato	------	------
15	**NO_2^-** **NO_3^-** nitrito nitrato **PO_2^-** **PO_3^-** metafosfito metafosfato **AsO_2^-** **AsO_3^-** metaarsenito metaarseniato	----------	----- **PO_4^{3-}** ortofosfato (fosfato) **AsO_3^{3-}** **AsO_4^{3-}** ortoarsenito ortoarseniato **(**arsenito) (arseniato)	**$P_2O_7^{4-}$** pirofosfato (difosfato) **$As_2O_7^{4-}$** piroarseniato (diarseniato)
14	----------	**CO_3^{2-}** **SiO_3^{2-}** carbonato silicato	------	------
13	**AlO_2^-** aluminato	------	------	------
TRANSICIÓN	**CrO_2^-** **MnO_4^-** cromito permanganato	**ZnO_2^{2-}** **CrO_4^{2-}** **MnO_4^{2-}** cincato cromato manganato **$Cr_2O_7^{2-}$** dicromato	------	------

Tabla 3.4: Perfil de la tabla periódica con los aniones y cationes ubicados según el elemento que lo constituye

	GRUPOS																	
PERÍODOS	**1**	**2**	**3**	**4**	**5**	**6**	**7**	**8**	**9**	**10**	**11**	**12**	**13**	**14**	**15**	**16**	**17**	**18**
1	H^+																H^-	He
2	Li^+		**TABLA PERIÓDICA**											CO_3^{2-}	N^{3-} NO_2^- NH_4^+ NO_3^-	O^{2-}	F^-	Ne
3	Na^+	Mg^{2+}	**Y SUS IONES**										Al^{3+} AlO_2^-	SiO_3^{2-}	P^{3-} PO_2^- PO_3^- PO_4^{3-} $P_2O_7^{4-}$	S^{2-} SO_3^{2-} SO_4^{2-}	Cl^- ClO^- ClO_2^- ClO_3^- ClO_4^-	Ar
4	K^+	Ca^{2+}				Cr^{3+} CrO_2^- CrO_4^{2-} $Cr_2O_7^{2-}$	Mn^{2+} $Mn0_4^{2-}$ $Mn0_4^-$	Fe^{2+} Fe^{3+}	Co^{2+}	Ni^{2+}	Cu^+ Cu^{2+}	Zn^{2+} $Zn0_2^{2-}$			As^{3-} AsO_2^- AsO_3^{3-} AsO_3^- AsO_4^{3-} $As_2O_7^{4-}$		Br^- BrO^- BrO_3^-	Kr
5		Sr^{2+}									Ag^+	Cd^{2+}		Sn^{2+}			I^- IO^- IO_3^- IO_4^-	Xe
6		Ba^{2+}										Hg_2^{2+} Hg^{2+}		Pb^{2+}	Bi^{3+}			Rn
7																		

NH_4^+

FORMULAS Y NOMENCLATURA DE COMPUESTOS INORGÁNICOS

Comenzaremos a utilizar las tablas de cationes y aniones para aprender a escribir las fórmulas de distintos compuestos. Para organizar y simplificar el estudio de la nomenclatura, a los compuestos inorgánicos los hemos divido en 4 categorías: ácidos, hidróxidos, sales, y óxidos.

4.1- NOMENCLATURA DE ÁCIDOS:

Para escribir la fórmula de un ácido deberás asociar un anión con el **catión hidrógeno (H^+).**

Como la especie cuya fórmula vamos a escribir es eléctricamente neutra la cantidad de cargas positivas que aporta el catión (H^+ en nuestro caso) debe ser igual a la cantidad de cargas negativas que aporta el anión.

Para escribir la fórmula de un acido se coloca en primer término el catión hidrógeno y a continuación la fórmula del anión. La cantidad de átomos de hidrógeno que debes escribir dependerá de la carga del anión. Como el catión hidrógeno tiene carga +1, escribirás tantos hidrógenos como cargas negativas tenga el anión.

Según el anión con el que se combine el catión hidrógeno, los ácidos se clasifican en:

A-HIDRÁCIDOS:

Se denomina así a los ácidos que están formados por aniones monoatómicos tales como: Cl^-, F^- ó S^{2-} y el catión hidrógeno: H^+.

Para escribir la fórmula de un hidrácido se debe asociar un anión monoatómico y el catión hidrógeno:

ANIÓN MONOATÓMICO Y H^+

Por ejemplo, si queremos escribir la fórmula del hidrácido que forma el anión cloruro(Cl^-), se coloca en primer término el catión hidrógeno y luego el anión cloruro.

H^+ Cl^-

En este ejemplo vemos que la carga del anión cloruro es -1, por lo que sólo necesitamos un catión hidrógeno cuya carga es +1 para que el ácido formado resulte eléctricamente neutro. En la fórmula del ácido **no se consignan las cargas de los iones**, por lo que la fórmula del hidrácido resulta:

HCl

Habrás notado que sólo has escrito un catión hidrógeno, ya que la carga del anión cloruro es -1. Si la carga del anión fuera -2, ¿cuántos cationes hidrógenos deberías escribir? Por ejemplo, para escribir el hidrácido que forma el anión sulfuro, cuya carga es -2, se necesitan dos cationes hidrógenos por cada anión sulfuro. Esto se indica utilizando el subíndice 2 en la fórmula del hidrácido, por lo que su fórmula resulta: H_2S

¿Cómo llamamos a estos hidrácidos cuyas fórmulas hemos escrito?

Para nombrar un hidrácido se antepone la palabra ácido y se cambia la terminación **"uro"** del anión por **"hídrico"**

Por ejemplo: HCl

↓ ↓

H^+ Cl^- anión clor**uro** ➡ ácido clor**hídrico**

H_2S

↓ ↓

$H^+ S^{2-}$ anión sulf**uro** → ácido sulf**hídrico**

Debes tener presente que los compuestos hidrogenados formados por aniones monoatómicos, al estado gaseoso, mantienen la denominación del anión: **..... uro** de hidrógeno.

Ej.: HCl (g) : **cloruro de hidrógeno**

H_2S (g) : **sulfuro de hidrógeno**

Pero... no todos los aniones monoatómicos dan compuestos con carácter ácido. Los aniones óxido, nitruro, fosfuro, arseniuro, forman compuestos hidrogenados que no tienen carácter ácido. Las fórmulas y nombres comunes de dichos compuestos se muestran a continuación:

O^{2-}	H_2O	AGUA
N^{3-}	NH_3	AMONÍACO
P^{3-}	PH_3	FOSFAMINA
As^{3-}	AsH_3	ARSENAMINA

Completemos estos ejemplos:

Fórmula	Nombre
HF	
HI	
HBr	

B-OXOÁCIDOS:

Para escribir la fórmula de un oxoácido se debe asociar un oxoanión (XO_p^{n-}) y el catión hidrógeno.

ANIÓN OXIGENADO + H^+

Por ejemplo, si se asocia el catión hidrógeno (H^+) y el anión hipoclorito ClO^- , se formará el siguiente oxoácido:

HClO (ácido hipocloroso)

Al igual que en el caso de la escritura de fórmulas de hidrácidos, la cantidad de hidrógenos que deben escribirse dependerá de la carga del anión. Para el ejemplo considerado, como la carga del anión hipoclorito es -1, sólo se escribe un catión hidrógeno.

Si la carga del anión fuera diferente a -1, como por ejemplo el anión fosfato (PO_4^{3-}), la fórmula del ácido resulta:

$H^+ PO_4^{-3}$ (anión fosfato)

↓

H_3PO_4 (ácido fosfórico)

Como habrás observado, debes escribir tres cationes hidrógeno, por lo que se coloca el subíndice 3 en la fórmula del ácido, para compensar eléctricamente la carga -3 del anión.

Para nombrarlos debes anteponer la palabra ácido y cambiar los sufijos: **"ito"** por **"oso"** y **"ato"** por **"ico"**

Ej.: ClO^- anión **hipo**clor**ito** HClO ácido **hipo**clor**oso**

ClO_2^- anión clor**ito** $HClO_2$ ácido clor**oso**

ClO_3^- anión clor**ato** $HClO_3$ ácido clór**ico**

ClO_4^- anión **per**clor**ato** $HClO_4$ ácido **per**clór**ico**

SO_4^{2-} anión sulf**ato** H_2SO_4 ácido sulfúr**ico**

Practiquemos con otros ejemplos, completando con el nombre o la fórmula correspondiente:

Fórmula	Nombre
HNO_3	
HNO_2	
	Ácido hipobromoso

Antes de avanzar con la teoría, necesitamos introducir dos conceptos muy importantes: disociación y ionización, que ocurren con ciertas sustancias en solución acuosa:

DISOCIACIÓN

La disociación es el proceso por el cual los iones se separan en solución acuosa. Los iones no se *forman* cuando se disuelve un sólido iónico; ellos existen como iones en posiciones fijas en el sólido, pero en presencia de agua, quedan libres para moverse.

Un ejemplo de esto es la disolución del cloruro de sodio en agua, como se muestra en la siguiente figura:

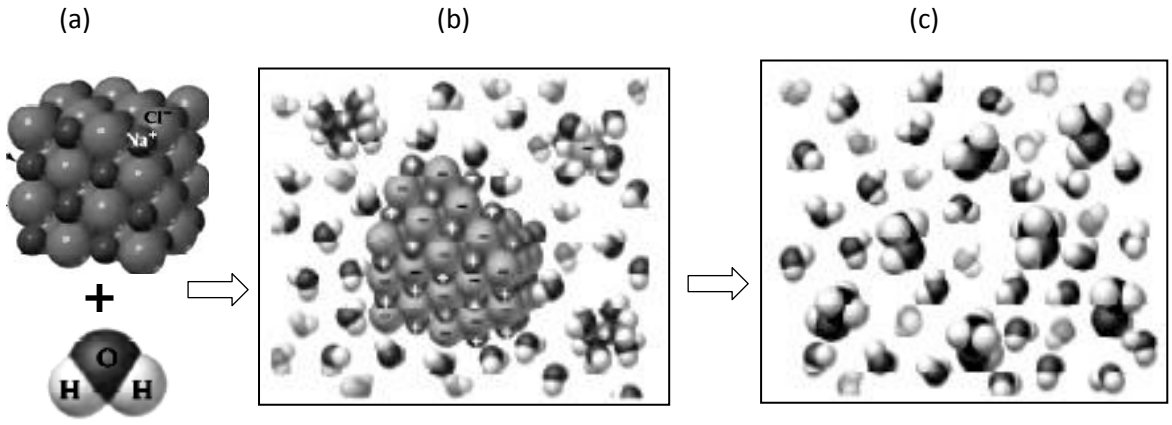


Fig.3.4: Esquema que muestra la disociación de una sal en agua.

En el sólido, los iones están unidos y dispuestos en un orden específico (a). Al disolverse en agua, la estructura sólida se rompe (b) y los iones quedan libres rodeados por moléculas de agua (c).

Este proceso también se puede representar simbólicamente mediante una **ecuación de disociación**. Para nuestro ejemplo:

$$NaCl\,(s) \xrightarrow{Agua} Na^+(aq) + Cl^-(aq)$$

Con el subíndice (aq) se indica las especies químicas que están en disolución acuosa. Dado que en ningún caso se crean o destruyen átomos, toda ecuación debe tener números iguales de átomos de cada elemento a cada lado de la flecha.

El signo + en la ecuación está indicando el número total de iones en la solución y también el total de cargas eléctricas, que en todos los casos deberá ser igual a cero ya que el sistema es eléctricamente neutro.

Otro ejemplo: disociación del carbonato de potasio:

$K_2CO_3\ (aq) \longrightarrow 2\ K^+\ (aq) + CO_3^{2-}\ (aq)$ **(Ecuación de disociación)**

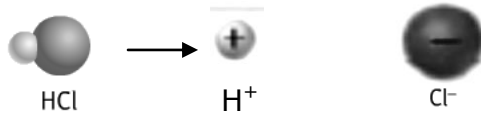
Como puedes observar, en este proceso de disociación se separan los **iones**; los mismos que has usado para escribir la fórmula correspondiente. **¡La carga de los iones no puede modificarse!**

El catión potasio tiene carga +1, sólo que en el proceso de disociación se liberan dos cationes potasio, por cada unidad fórmula de carbonato de potasio. Esto se indica mediante el número dos que se coloca adelante de la fórmula del catión potasio, en la ecuación de disociación.

IONIZACIÓN

Cuando los ácidos se disuelven en agua pueden **ionizarse** (generar iones). Una vez formados los iones se produce la **disociación** (separación de los iones formados). El proceso de disociación puede representarse mediante la siguiente ecuación para el cloruro de hidrógeno gaseoso:

Ej.: $HCl(g) \longrightarrow H^+(aq) + Cl^-(aq)$



El símbolo **aq** indica qu s especies están disueltas en agua.

Fig. 3.5: representación esquemática del proceso de ionización del cloruro de hidrógeno y disociación en solución acuosa.

Dado que una corriente es un flujo de carga eléctrica, solo las soluciones que contienen iones conducen la electricidad y en estos casos a las sustancias disueltas se las denominan **electrolitos**.

En el caso de los ácidos que contienen más de un átomo de hidrógeno su disociación puede realizarse **en etapas**, liberando un catión hidrógeno en cada una de ellas, como ocurre por ejemplo con el ácido sulfúrico.

$H_2SO_4\ (aq) \longrightarrow H^+\ (aq) + HSO_4^-\ (aq)$ (parcial)

$HSO_4^-\ (aq) \longrightarrow H^+\ (aq) + SO_4^{2-}\ (aq)$ (parcial)

} TOTAL

Si observas con atención la primera ecuación de disociación podrás ver un nuevo anión, **HSO_4^-,** que contiene hidrógeno.

Estos aniones se denominan **aniones ácidos** y para nombrarlos simplemente se agrega la palabra ácido al nombre del anión y se antepone un prefijo que indica el número de átomos de hidrógeno presentes (sólo necesario si son más de uno).

Ej.: $H_2SO_4 \longrightarrow HSO_4^-$ anión sulfato ácido

El ácido fosfórico, ¿qué aniones ácidos formará? Como tiene tres hidrógenos que puede liberar en sucesivas ionizaciones, puede formar los siguientes aniones ácidos:

$H_3PO_4 \longrightarrow H_2PO_4^-$ anión fosfato **di**ácido

$\longrightarrow HPO_4^{2-}$ anión fosfato **mono**ácido

Las ecuaciones de disociación correspondientes a la formación de estos aniones ácido serán:

$H_3PO_4(ac) = H^+(ac) + H_2PO_4^-(ac)$

$H_2PO_4^-(ac) = H^+(ac) + HPO_4^{2-}(ac)$

4.2- NOMENCLATURA DE HIDRÓXIDOS:

Para escribir la fórmula de un hidróxido deberás ahora, combinar el anión hidróxido (OH^-) con un catión metálico (o el catión amonio), igualando las cargas iónicas correspondientes a cada uno de ellos. Por ejemplo, se puede escribir la fórmula de un hidróxido asociando el catión férrico (Fe^{3+}) con el anión hidróxido (OH^-).

Ej.: Fe^{3+} .3 OH^-

Como la especie química cuya fórmula queremos escribir es eléctricamente neutra, necesitamos agregar tantos iones hidróxido, cuya carga es **-1**, como cargas positivas tenga el catión. En nuestro caso, como el catión férrico tiene carga **+3,** necesitamos asociarlo a tres aniones hidróxido. El catión se escribe en primer término, resultando finalmente la fórmula del hidróxido así:

$Fe(OH)_3$

Como habrás notado, al necesitar tres aniones hidróxido, debemos encerrar entre paréntesis el anión hidróxido, de manera que el subíndice (el número tres en nuestro ejemplo) nos indica que tres aniones hidróxido, cuya carga negativa total es 3 x (-1)= -3, compensan eléctricamente a un catión férrico de carga positiva = +3.

Si la carga del catión fuera +1, no es necesario colocar un paréntesis en el anión hidróxido. Por ejemplo, asociando el catión potasio (K^+) con el anión hidróxido (OH^-) puede formarse un hidróxido cuya fórmula se escribe: KOH

Para nombrarlos debes anteponer la palabra hidróxido al nombre del catión. En el caso de los ejemplos dados, se nombran de la siguiente forma:

$Fe(OH)_3$ hidróxido de hierro (III) o hidróxido férrico.

KOH hidróxido de potasio

Practiquemos con otros ejemplos, completando con el nombre o la fórmula según corresponda:

Fórmula	Nombre
$Fe(OH)_2$	hidróxido de hierro (II) = hidróxido ferroso
$Al(OH)_3$	
	hidróxido de amonio

Algunos hidróxidos **no existen**, ya que no pueden ser aislados porque descomponen en el óxido correspondiente y agua, ni bien se forman. Estos son los hidróxidos de cobre (I), plata, mercurio, oro y platino.

Cuando los hidróxidos se disuelven en agua también se disocian:

$Ca(OH)_2(aq) \longrightarrow Ca^{2+}(aq) + 2\ OH^-(aq)$ (disociación total)

El hidróxido de calcio sólo puede disociarse en forma total.

El hidróxido de magnesio es muy poco soluble, y al disociarse lo hace en forma parcial de acuerdo a la siguiente ecuación:

$Mg(OH)_2(aq) \longrightarrow Mg(OH)^+(aq) + OH^-(aq)$ (disociación parcial)

(muy poco soluble)

En esta ecuación podrás ver un catión que contiene en su estructura un anión hidróxido; éste es un **catión básico**, y para designarlo, al nombre del catión deberás anteponer la palabra básico y agregar un prefijo que indica el número de grupos (OH^-) presentes (si son más de uno).

Ej.: $Mg(OH)_2 \longrightarrow Mg(OH)^+$ catión básico de magnesio

Por ejemplo, el aluminio puede formar los siguientes cationes básicos:

$Al(OH)_2^+$ catión **di**básico de aluminio

$Al(OH)^{2+}$ catión (**mono**)básico de aluminio

A continuación se consignan las fórmulas y nombres de los cationes básicos que usaremos con más frecuencia en este curso:

- $\rightarrow$ $Fe(OH)_2^+$ catión dibásico férrico o de hierro (III)
- $\rightarrow$ $Fe(OH)^{2+}$ catión monobásico férrico
- $\rightarrow$ $Fe(OH)^+$ catión básico ferroso
- $\rightarrow$ $Cu(OH)^+$ catión básico de cobre
- $\rightarrow$ $Ni(OH)^+$ catión básico de níquel
- $\rightarrow$ $Zn(OH)^+$ catión básico de cinc
- $\rightarrow$ $Co(OH)^+$ catión básico cobaltoso
- $\rightarrow$ $Cr(OH)^{2+}$ catión monobásico crómico o de cromo (III)
- $\rightarrow$ $Cr(OH)_2^+$ catión dibásico crómico o de cromo (III)

4.3- NOMENCLATURA DE SALES:

Se pueden clasificar en:

a) sales neutras, b) sales ácidas, y c) sales básicas. Veamos cada una de ellas con sus respectivas características:

a) SALES NEUTRAS:

Para escribir la fórmula de una sal deberás asociar un catión metálico (o el catión amonio) con un anión (con excepción de los aniones óxido o hidróxido), teniendo siempre en cuenta que cada compuesto debe ser eléctricamente neutro. Esto significa que la suma de las cargas del catión y del anión en cada fórmula debe ser igual a cero.

Veamos cómo podríamos combinar el catión potasio y el anión carbonato para obtener una sal.

La tabla nos muestra que el catión potasio tiene una carga positiva (K^+) y el anión carbonato tiene dos cargas negativas (CO_3^{2-}).

Para igualar las dos cargas negativas del anión carbonato (CO_3^{2-}) necesitarás dos cationes potasio ($2K^+$).

Entonces se cumple: 2. (+1) + (-2) = 0

La fórmula de la sal que forman el catión potasio y el anión carbonato quedará entonces:

$K_2 CO_3$

El subíndice 2, colocado después del catión potasio, indica que tenemos dos cationes potasio, cuyas cargas positivas, compensan eléctricamente la carga negativa del anión carbonato.

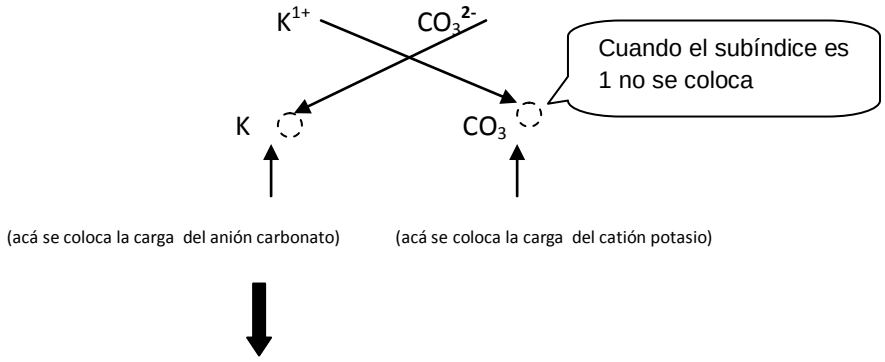
Pero, basada en el principio de electro neutralidad que hemos expuesto, existe una regla práctica que facilita la escritura de fórmulas, y es la siguiente:

En el ejemplo que presentamos, podrás observar que el subíndice dos, colocado después del potasio, coincide con la carga del anión carbonato (en valor absoluto).

Como la carga del catión potasio es +1, el subíndice que debería colocarse a continuación de la fórmula del anión carbonato es 1.

El subíndice 1 nunca se coloca, dándose por sobreentendido.

Con este diagrama te podrás ayudar:



K_2CO_3 Así queda finalmente la fórmula de la sal

Si las cargas del anión y del catión son numéricamente iguales, no se colocan subíndices, ya que la carga positiva del catión está compensada con la carga del anión.

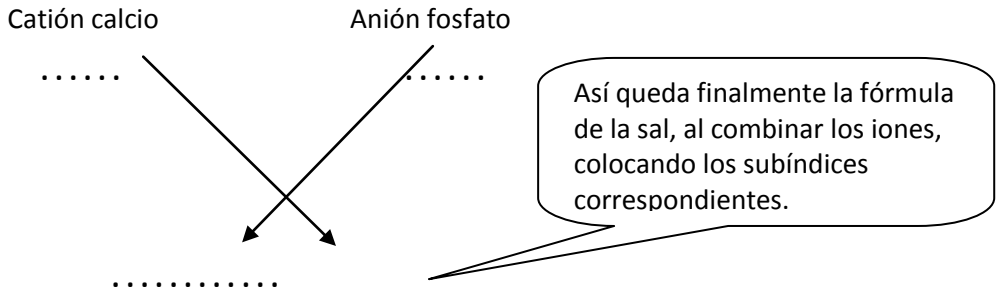
Por ejemplo, ¿cómo se escribirá la fórmula de la sal formada al combinar catión bario con el anión sulfito?

Ba^{2+} SO_3^{2-}

Como la carga del catión es +2 y la del anión -2, la fórmula de la sal que forman estos iones es:

$BaSO_3$

¿Y si ahora combinamos el catión calcio con el anión fosfato? Si no recuerdas la fórmula de los iones, busca las tablas de cationes y aniones, para poder escribirlas.



Si observas todas estas fórmulas, te darás cuenta que siempre hemos escrito primero el catión y a continuación el anión. Esta es la forma que la IUPAC (Unión Internacional de la Química Pura y Aplicada) nos recomienda para escribir la fórmula de un compuesto.

Y ahora ¿Cómo nombramos a las sales?

Designamos en primer lugar al anión y luego al catión, siguiendo las reglas de nomenclatura que ya estudiamos para unos y otros.

Veamos entonces como llamamos a los compuestos que escribimos antes:

Fórmula	Nombre
K_2CO_3	carbonato de potasio
$BaSO_3$	
$Ca_3(PO_4)_2$	

En el caso de sales solubles en agua, estas disocian en sus respectivos iones como se indicó anteriormente. Simbólicamente este proceso se puede representar mediante la ecuación de disociación.

Por ejemplo, el carbonato de sodio se disuelve en agua y su disociación se puede representar mediante la siguiente ecuación:

- $Na_2CO_3(s) \rightarrow 2\ Na^+(aq) + CO_3^{2-}(aq)$ **(Ecuación de disociación)**

b) SALES ÁCIDAS:

Para escribir la fórmula de una sal ácida deberás asociar un catión metálico (o el catión amonio) con un **anión ácido**.

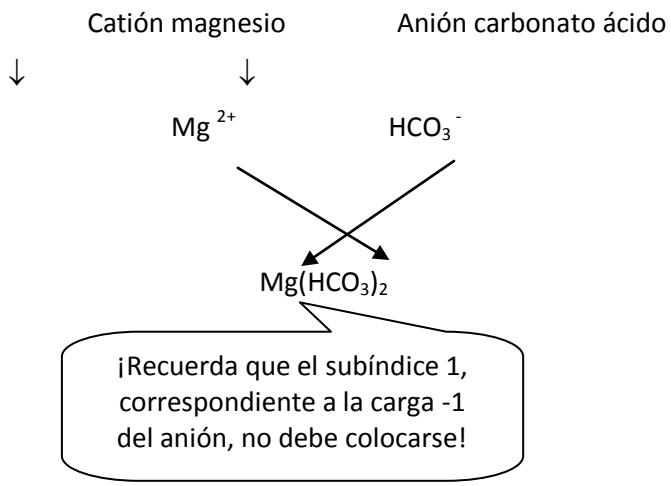
Por ejemplo, si quiero escribir la fórmula de la sal denominada carbonato ácido de magnesio, tendremos que combinar el catión magnesio y el anión carbonato ácido.

En tu tabla de aniones encontrarás al anión carbonato. El anión carbonato ácido puede deducirse fácilmente a partir del carbonato, añadiendo hidrógeno:

CO_3^{2-} anión carbonato **HCO_3^- anión carbonato ácido**

Como puedes observar, al agregar un catión hidrógeno (de carga +1), la carga del anión resulta -1.

Colocando como subíndices las cargas de los iones, resulta:



Podemos escribir una ecuación de disociación para esta sal ácida, ya que disuelta en agua, disocia. Para el ejemplo que hemos presentado, la ecuación de disociación será:

- $Mg(HCO_3)_2$ (aq) $\rightarrow Mg^{2+}$ (aq) + 2 HCO_3^- (aq) **(Ecuación de disociación)**

Con lo visto hasta el momento; ¿podrías completar el siguiente cuadro?

Fórmula	Nombre
	Fosfato diácido de aluminio
$CaHAsO_4$	
	Sulfato monoácido de zinc

c) SALES BÁSICAS:

Para escribir la fórmula de una sal básica deberás ahora asociar un **catión básico** con un anión.

Por ejemplo, si tenemos que escribir la fórmula de la sal denominada sulfato básico de cobre, tendremos que asociar el catión básico de cobre, y el anión sulfato.

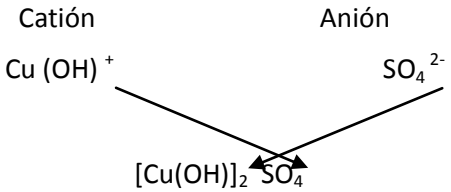
Como ya hemos visto, a pesar que se nombra primero el anión y luego el catión, se escriben al revés. Primero escribimos el catión, y luego el anión.

Debemos escribir la fórmula del catión básico de cobre. Si buscamos nuestra tabla de cationes, encontraremos dos cationes que forma el cobre:

Cu^+ (catión cuproso) Cu^{2+} (catión cúprico)

¿Cuál de los dos forma el catión básico? Si para formar el catión básico debo asociar el catión con el ión hidróxido, de carga -1, debemos usar el catión de carga +2. Como en este caso sólo existe una posibilidad, el catión se ha denominado básico de cobre, para referirse al catión básico cúprico o de cobre (II), y cuya fórmula es: $Cu(OH)^{+}$

La carga del mismo resulta de asociar la carga del catión cúprico con la carga del anión hidróxido



La carga del anión sulfato (-2) se coloca como subíndice de la fórmula del catión básico de cobre. Como la fórmula del catión tiene un paréntesis, para colocar el subíndice se encierra la fórmula del catión básico entre corchetes. Como la carga del catión básico de cobre es +1, no se coloca ningún subíndice a la fórmula del anión sulfato, por lo que la fórmula del sulfato básico de cobre resulta:

$[Cu(OH)]_2SO_4$

Ya hemos planteado ecuaciones de disociación para sales neutras y sales ácidas.

En este caso, para sales básicas, la ecuación de disociación sería:

- $[Cu(OH)]_2SO_4\,(s) \longrightarrow 2[Cu(OH)]^{+}(aq) + SO_4^{2-}\,(aq)$ **(Ecuación de disociación)**

Resolvamos los siguientes ejemplos:

Fórmula	Nombre
NiOHCl	
	Sulfato dibásico de aluminio
	Cloruro básico de zinc

4.4 NOMENCLATURA DE ÓXIDOS:

Los óxidos son compuestos binarios formados por oxígeno y otro elemento químico.

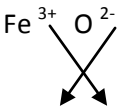
Una primera clasificación los divide en:

a - METÁLICOS (iónicos)

Para escribir la fórmula de un óxido metálico deberás ahora, combinar el anión óxido(O^{2-}) con un catión metálico, igualando las cargas iónicas correspondientes a cada uno de ellos.

Podemos hacerlo, aplicando la misma regla práctica que hemos usado para escribir las fórmulas de las sales. Por ejemplo, podríamos combinar el catión férrico con el anión óxido:

Recuerda que la carga del catión, en nuestro ejemplo +3, pasa como subíndice del anión, y la carga del anión, en nuestro ejemplo -2, pasa como subíndice del catión.



$Fe_2\ O_3$

La fórmula de este óxido resulta finalmente: **Fe_2O_3**

Para nombrarlos debes anteponer la palabra óxido al nombre del catión.

Para el ejemplo dado lo llamarás: óxido de hierro (III) u óxido férrico.

Resuelve el siguiente ejercicio:

Fórmula	Nombre
FeO	óxido de hierro (II) = óxido ferroso
Al_2O_3	
	óxido de litio

b - **NO METÁLICOS** (covalentes)

Resultan de la combinación del oxígeno con los elementos no metálicos. Para estos óxidos la IUPAC recomienda el uso de prefijos griegos que denotan el número de átomos de cada elemento presente.

Ej : Cl_2O **mon**óxido de **di**cloro SO_2 **di**óxido de azufre

Cl_2O_3 **tri**óxido de **di**cloro SO_3 **tri**óxido de azufre

Cl_2O_5 **pent**óxido de **di**cloro

Cl_2O_7 **hept**óxido de dicloro

Pueden resultar confusos los nombres comunes de algunos óxidos del nitrógeno, por lo que sus nombres y fórmulas se detallan a continuación:

N_2O **mon**óxido de **di**nitrógeno (también llamado **óxido nitroso**)

NO **mon**óxido de nitrógeno (también llamado **óxido nítrico**)

N_2O_3 **tri**óxido de **di**nitrógeno

NO_2 **di**óxido de nitrógeno

N_2O_5 **pent**óxido de **di**nitrógeno

¿Podrías, con el criterio que hemos visto nombrar o escribir la fórmula de los siguientes óxidos?

Fórmula	Nombre
N_2O_5	
CO	
	Dióxido de cloro

REACCIONES QUÍMICAS

Introducción

Las reacciones químicas forman parte de nuestra vida diaria. Las sustancias que forman el aire, el agua y las rocas de nuestro planeta, participan en lentas reacciones químicas que son parte de procesos geológicos que lentamente moldean al mundo. Otros, forman parte de procesos industriales y artesanales; por ejemplo, la obtención de materiales que utilizamos en la construcción, los combustibles, las fibras con que vestimos, etc. También las reacciones químicas son parte de procesos biológicos, por ejemplo, la digestión, la respiración, fotosíntesis, fermentación, etc.

Una reacción química es el proceso por el cual las sustancias (espontáneamente o por acción de agentes físicos o químicos) en condiciones adecuadas, se transforman en otras sustancias de propiedades específicas diferentes.

Por lo tanto, una reacción es una transformación que implica cambios profundos y permanentes en la estructura de la materia.

ECUACIONES QUÍMICAS

Es posible describir una reacción química con palabras pero es mucho más fácil describirla de forma simbólica mediante **ecuaciones químicas**. Por ejemplo, cuando el hidrógeno (H_2) arde, reacciona con el oxígeno (O_2) del aire para formar agua (H_2O). La ecuación química se escribe para esta reacción como sigue:

$$\mathbf{2\,H_2\,(g) + O_2\,(g) \rightarrow 2\,H_2O\,(v)} \qquad ①$$

El signo + significa "reacciona con" y la flecha (→) significa "se forma". Así, esta ecuación se puede leer de la siguiente forma:

"hidrógeno molecular reacciona con oxígeno molecular para formar agua".

La o las sustancias del lado izquierdo de la flecha (en nuestro ejemplo hidrógeno molecular y oxígeno molecular) se denominan **sustancias reactantes o reactivos** y son las sustancias que están presentes *antes* de que se efectúe la reacción. La o las sustancias que se escriben a la derecha de la flecha (en nuestro ejemplo el agua) se denominan **productos** y son las sustancias que se *forman* en una reacción.

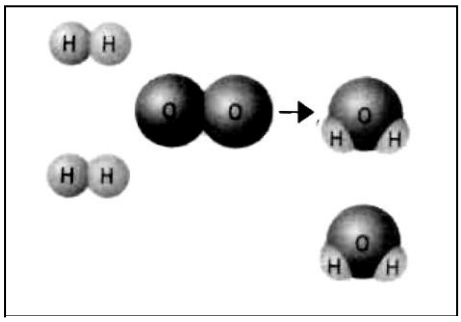


Fig 6.1: Reacción entre el H_2 y el O_2 . La cantidad y especie de átomos en los reactivos son iguales que en los productos

En este caso las sustancias reactantes se transforman completamente en los productos de la reacción (**reacción irreversible**) por lo que se utiliza una flecha de este tipo: →

En el caso de que las sustancias reactantes se transformen parcialmente en los productos de reacción (**reacción reversible**) se utiliza una doble fecha de este tipo: ⇌

Los números antepuestos a las fórmulas son coeficientes estequiométricos. (Al igual que en las

ecuaciones algebraicas, el número 1 normalmente no se escribe ni como coeficiente ni como subíndice)

Dado que en ninguna reacción se crean ni se destruyen átomos, toda ecuación química debe tener números iguales de átomos de cada elemento a cada lado de la flecha (tanto en reactivos como en productos). Si se satisface esta condición, se dice que la ecuación está balanceada. Por ejemplo, en el miembro derecho de la ecuación ① hay dos moléculas de H_2O, cada una de las cuales contiene dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno. Para contar la cantidad de átomos de cada elemento tenemos que multiplicar el coeficiente que coloquemos por el subíndice de cada elemento en la fórmula de cada sustancia. (fig. 6.1)

En nuestro ejemplo:

$$\mathbf{2\ H_2\,(g) + O_2\,(g) \rightarrow\ 2\ H_2O\,(v)}$$

2 H_2O (que se lee "dos moléculas de agua") contiene 2 x 2 = 4 átomos de H y 2 x 1 = 2 átomos de O. Como también hay cuatro átomos de H y dos de O en el miembro izquierdo de la ecuación, por lo tanto, la ecuación está "balanceada" o "igualada".

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

Al balancear ecuaciones, es importante entender la diferencia entre un coeficiente antepuesto a una fórmula y un subíndice de una fórmula. En referencia a la ecuación ① tengamos en cuenta que la modificación de un subíndice de una fórmula de H_2O a H_2O_2, por ejemplo- cambia la *identidad* de la sustancia. La sustancia H_2O_2, peróxido de hidrógeno, es muy diferente del agua. **Nunca deben modificarse los subíndices al balancear una ecuación.** En contraste, si colocamos un coeficiente antes de una fórmula lo único que cambiamos es la *cantidad* y no la *identidad* de la sustancias.

Es común agregar más información a las fórmulas de las ecuaciones balanceadas indicando, entre paréntesis, el estado físico de cada reactivo y producto. Se utililzan los símbolos de un sólido **(s)**, líquido **(ℓ)**, vapor **(v)** o un gas **(g)** a la derecha de las fórmulas, para dar más información de la reacción. Para una solución de una sustancia en agua se puede usar el símbolo **(aq)**, formado por las dos primeras letras de *aqua* (agua en latín); o también el símbolo **(ac)**.

Balanceo de ecuaciones químicas

El balanceo "por método de tanteo o aproximación" de las ecuaciones químicas es un método de ensayo y error, que requiere mucha práctica y ***es muy importante***.

Como se indicó anteriormente, durante una reacción química no se produce un cambio detectable en la cantidad de materia. Este principio básico es la ley de la conservación de la materia y constituye la base para el "balanceo" de las ecuaciones químicas y los cálculos que se realizan a partir de dichas ecuaciones.

A fin de ilustrar el proceso de balancear ecuaciones, consideremos la reacción que ocurre cuando el metano (CH_4) principal componente del gas natural, se quema con exceso de oxígeno presente en el aire, para producir dióxido de carbono gaseoso y vapor de agua.

La ecuación no balanceada que describe la reacción es: $CH_4 + O_2 = CO_2 + H_2O$

Casi siempre lo mejor es balancear primero los elementos que aparecen en el menor número de fórmulas químicas en cada miembro de la ecuación. En nuestro ejemplo, tanto C como H aparecen en solo un reactivo y, por separado, en solo un producto cada uno, así que para comenzar concentraremos nuestra atención en el CH4.

Consideremos primero el carbono y luego el hidrógeno.

Una molécula de CH_4 contiene el mismo número de átomos de C (uno) que una molécula de CO_2. Por lo tanto, los coeficientes de estas sustancias *deben* ser iguales, y por lo pronto vamos a suponer que son 1. Sin embargo, el reactivo CH_4 contiene más de un átomo de H (cuatro) que el producto H_2O (dos). Si colocamos un coeficiente de 2 antes del H_2O, habrá cuatro átomos de H en cada miembro de la ecuación:

$CH_4 + O_2 = CO_2 + \underline{2}\ H_2O$ (no balanceada)

En este punto los productos tienen más átomos de O en total (cuatro; dos del CO_2 y dos del H_2O) que los reactivos (dos). Si colocamos un coeficiente de 2 antes del O_2, completaremos el balanceo al hacer que el número de átomos de O sea igual en ambos miembros de la ecuación:

$CH_4\ (g) + \underline{2}\ O_2\ (g) = CO_2\ (g) + \underline{2}\ H_2O\ (v)$ (balanceada)

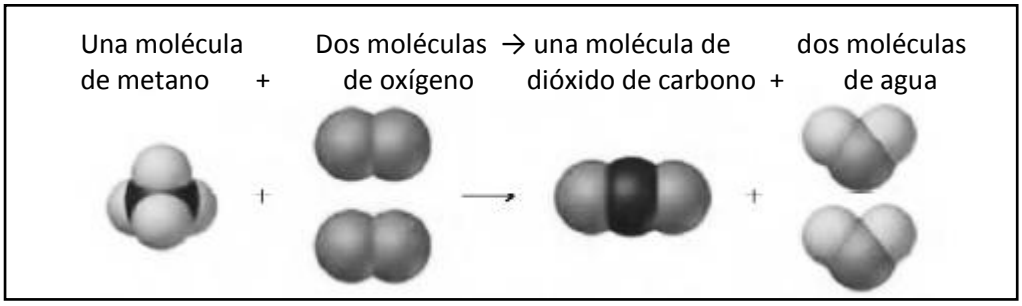


Fig.3.6: Ecuación química balanceada para la combustión del metano. Los dibujos de las moléculas participantes hacen más evidente la conservación de los átomos en la reacción.

Resumamos ahora los pasos necesarios para plantear una ecuación química:

1. Identificar las sustancias reactantes y productos de una reacción.
2. Escribir las fórmulas de las sustancias que intervienen en la reacción. Los reactivos a la izquierda de la flecha y los productos a la derecha
3. Balancear agregando los coeficientes que se necesiten a la izquierda de las fórmulas. (No cambiar las fórmulas).
4. Revisar que ambos miembros de la ecuación tengan la misma cantidad de átomos de cada elemento.
5. En el caso de disponer de información, escribir los símbolos que indican si la sustancia es un sólido, líquido, gas o se encuentra disuelta en agua.

Las ecuaciones químicas se pueden escribir de dos formas:

- **MOLECULAR** (se consignan moléculas): en ellas las fórmulas de los compuestos están escritas como si todas las especies existieran como moléculas o entidades completas. Es útil porque aclara la identidad de los reactivos. Sin embargo, una ecuación molecular no describe con exactitud lo que realmente está sucediendo a nivel submicroscópico.

  Ejemplo: $2\ HNO_3\ (ac) + CuO\ (s) = Cu(NO_3)_2\ (ac) + H_2O\ (\ell)$ ② **Ecuación molecular**

- **IÓNICA** (se consignan iones): muestra de manera explícita todos los iones disueltos.

  Estos iones se pueden originar por dos mecanismos:

-Disociación: como se señaló anteriormente, se produce cuando los iones se separan en solución acuosa.

-Ionización: se refiere al proceso en el cual un compuesto molecular en solución acuosa forma iones. Por ejemplo, el cloruro de hidrógeno (HCl) es un compuesto molecular **que disuelto en agua se ioniza;** dando lugar al ácido clorhídrico, un ácido fuerte, que en solución acuosa disocia completamente formando iones H^+ y Cl^- hidratados:

$$HCl\,(g) \rightarrow H^+\,(aq) + Cl^-\,(aq)$$

En las ecuaciones iónicas, entonces, se escriben las fórmulas mostrando la forma, predominante, en que existe cada sustancia cuando está en contacto con la disolución acuosa. En la misma se consignan los iones presentes en la solución antes y después de la reacción. Las sustancias que no son solubles y los electrolitos débiles (aquellos compuestos que disocian parcialmente) se deben presentar en la ecuación sin disociar y los electrolitos fuertes se escriben en forma iónica total.

Electrolitos: son sustancias que disueltas en agua forman iones (partículas con carga) y en consecuencia conducen la corriente eléctrica por el movimiento de esos iones. Según esta propiedad podemos distinguir tres categorías de sustancias:

Electrolitos fuertes: sustancias que conducen bien la corriente eléctrica en disoluciones acuosas diluidas. Ej: sales, hidróxidos del grupo 1 y 2 de la Tabla Periódica y los ácidos fuertes: H_2SO_4, HNO_3, $HClO_4$, $HClO_3$, HCl, HBr, y HI.

Electrolitos débiles: son malos conductores de la electricidad en soluciones acuosas

Para el ejemplo ② la ecuación iónica correspondiente será:

$2NO_3^-\,(ac) + 2H^+\,(ac) + CuO\,(s) = 2NO_3^-\,(ac) + Cu^{2+}\,(ac) + H_2O\,(\ell)$ **Ecuación iónica**

Si entre las sustancias que intervienen hay compuestos moleculares (que no disocian), o compuestos sólidos (insolubles en agua*) se escriben sin cambio alguno, como en el ejemplo dado anteriormente para el H_2O y el CuO.

Otro ejemplo:

$$AgNO_3\,(ac) + KCl\,(ac) = KNO_3\,(ac) + AgCl\,(s)$$ **Ecuación Molecular**

$$Ag^+(ac) + NO_3^-\,(ac) + K^+(ac) + Cl^-\,(ac) = NO_3^-\,(ac) + K^+(ac) + AgCl\,(s)$$ **Ec. Iónica**

Dado que los iones K^+ y NO_3^- aparecen como reactivos y como productos, éstos no juegan un papel directo en la reacción; son **iones espectadores:** están presentes durante la reacción pero no sufren cambios. Por lo tanto, en la ecuación iónica podemos cancelarlos dejando la ecuación iónica **neta**.

$$Ag^+(ac) + \cancel{NO_3^-(ac)} + \cancel{K^+(ac)} + Cl^-\,(ac) = NO_3^-\,(ac) + \cancel{K^+(ac)} + \cancel{AgCl\,(s)}$$ **Ec. Iónica**

$$Ag^+(ac) + Cl^-\,(ac) = AgCl\,(s)$$ **Ec. Iónica Neta**

"La ecuación neta focaliza nuestra atención en el cambio que se produce en la reacción química".

NOTA: Todas las sustancias, por simplicidad, se admiten como especies moleculares verdaderas, en las ecuaciones moleculares, aun cuando sean sustancias iónicas.

*En la teoría de reacciones de doble desplazamiento (punto 4.B) se presenta una tabla que te permitirá diferenciar a las sustancias solubles de las insolubles.

CLASIFICACIÓN DE LAS REACCIONES QUÍMICAS:

Ahora, estudiaremos las reacciones químicas con más detalle y veremos una clasificación que nos permita abordar esta temática para este curso de nivelación.

Cualquier clasificación requiere establecer criterios precisos, basándose en características comunes que permitan formular predicciones y conocer excepciones a un comportamiento uniforme general. Por ej:

- Reacciones con formación de sales y agua.
- Reacciones con formación de gases.
- Reacciones con formación de sustancias que precipitan.
- Reacciones con formación de sustancias con cambio de número de oxidación.

De acuerdo con esto, las reacciones se pueden clasificar en:

- Reacciones de NEUTRALIZACIÓN (total y parcial)
- Reacciones de SÍNTESIS
- Reacciones de DESCOMPOSICIÓN
- Reacciones de DESPLAZAMIENTO O SUSTITUCIÓN
- Reacciones de DOBLE DESPLAZAMIENTO O DOBLE SUSTITUCIÓN
- Reacciones REDOX (que no se estudiarán en este curso de nivelación)

Conforme estudiemos los distintos tipos de reacción, aprenderemos a predecir qué productos se forman en reacciones similares y sentar las bases para un análisis cuantitativo de los cambios químicos.

Veremos que muchas reacciones, podemos considerarlas en más de una categoría, como es el caso de reacciones de síntesis o desplazamiento simple que son también reacciones de tipo redox.

Se debe tener siempre presente que en química, cualquier sistema de clasificación que se emplee, no tiene como objetivo "transformar" la naturaleza para que pertenezca a cierta categoría, sino más bien dar cierto orden a las muchas observaciones de la naturaleza.

1- Reacciones de NEUTRALIZACIÓN:

Son reacciones que se caracterizan por las sustancias que intervienen en la misma y los productos que se forman.

Las reacciones de neutralización son aquellas que se producen entre un **ácido** y una **base** con la **formación de una sal** y generalmente agua

Al ser numerosas las sustancias que pueden intervenir en este tipo de reacción es necesario dar una primera definición de ácidos y bases, así como otros términos relacionados con este tipo de reacciones.

En la tabla que se presenta a continuación, se mencionan estas definiciones más simples y la clasificación de las sustancias según su carácter y composición.

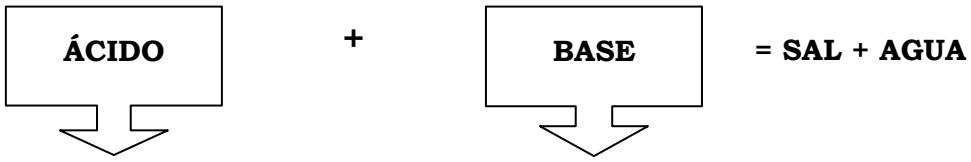
Clasificación	Definición	Tipo de compuestos	Ejemplos
ÁCIDOS (Según Arrhenius)	• Compuestos que en solución acuosa proporcionan iones H^+. • Tienen sabor agrio. • Reaccionan con bases formando sales. • En solución acuosa conducen la corriente eléctrica ya que están total o parcialmente disociados.	**Ácidos propiamente dichos**	**oxoácidos** HNO_3
			hidrácidos HCl (aq)
		Óxidos no metálicos	CO_2 (g)
BASES (Según Arrhenius)	• Compuestos que en solución acuosa proporcionan iones OH^-. • Tienen sabor amargo y son resbaladizas al tacto; por ejemplo los jabones. • Reaccionan con ácidos formando sales.	**Hidróxidos**	KOH
		Óxidos metálicos	CaO(s)
SUSTANCIAS ANFÓTERAS	Se comportan reaccionando con ácidos o con bases, según las condiciones experimentales.	**Óxidos anfóteros**	ZnO Al_2O_3 Cr_2O_3
		Hidróxidos anfóteros	Derivados de los óxidos anteriores
SUSTANCIAS NEUTRAS	No participan en las reacciones de neutralización y tampoco reaccionan con agua.	**Algunos óxidos no metálicos**	CO N_2O NO

En general, los óxidos no metálicos se comportan como óxidos ácidos con algunas excepciones de óxidos que tienen carácter neutro. La mayoría de ellos disueltos en agua, forman el oxoácido correspondiente.

Por ejemplo: $SO_3\,(g) + H_2O\,(\ell) \rightarrow H_2SO_4\,(aq)$

Los óxidos metálicos se comportan como óxidos básicos, con algunas excepciones de óxidos que tienen carácter anfótero. En su mayoría son insolubles en agua.

De acuerdo a lo definido anteriormente, la reacción puede ocurrir entre las siguientes sustancias:



- ✓ **Ácidos propiamente dichos**
- ✓ **Óxidos ácidos**
- ✓ **Sust. anfóteras**

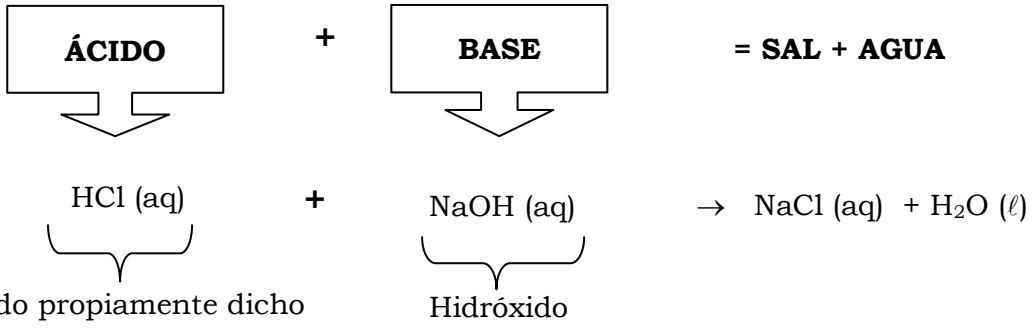
- ✓ **Hidróxidos**
- ✓ **Óxidos básicos**
- ✓ **Sust. anfóteras**

o como el tacto jabonoso de olución acuosa de una sal.

utralización de un ácido con una base, el catión proviene de la base y el anión del ácido.

A continuación veremos algunos ejemplos de este tipo de reacción:

- **Neutralización de un ácido propiamente dicho con un hidróxido**



Si se neutralizan un ácido y un hidróxido soluble, ¿cuál será la ecuación iónica neta?

Consideremos como ejemplo la neutralización del ácido clorhídrico con hidróxido de sodio. El H^+ proveniente del ácido reacciona con el OH^- que proviene del hidróxido para formar agua y se forma una sal cuyo anión proviene del ácido y cuyo catión proviene de la base. Se observa que algunos iones no se modifican durante la transformación. A estos iones, como el ión cloruro y el catión sodio, del ejemplo planteado, se los denomina **iones espectadores.** Si queremos representar una **ecuación iónica neta** se los cancela en la ecuación.

Volviendo al ejemplo planteado y, como ya hemos visto, se formará la sal cuyo catión proviene de la base (hidróxido de sodio) y cuyo anión proviene del ácido (ácido clorhídrico).

La ecuación iónica para la reacción será:

$$H^+\,(aq) + Cl^-\,(aq) + Na^+\,(aq) + OH^-\,(aq) \rightarrow Na^+\,(aq) + Cl^-\,(aq) + H_2O\,(\ell)$$

Finalmente, la ecuación iónica neta es:

$$H^+\,(aq) + OH^-\,(aq) \rightarrow H_2O\,(\ell)$$

Como se puede observar, en este caso se neutraliza el ión hidróxido que proviene de la base con el catión hidrógeno que proviene del ácido para formar agua.

Hasta el momento hemos visto reacciones de neutralización total (se forman sales neutras). Puede ocurrir que en la neutralización se formen sales ácidas o básicas. Este tipo de neutralización se denomina **neutralización parcial**. Las condiciones experimentales determinarán que se produzca una neutralización parcial o total.

Por ejemplo:

Si se agrega una solución de hidróxido de sodio a una solución de ácido sulfúrico, pueden presentarse las siguientes posibilidades:

$H_2SO_4\,(aq) + 2\,NaOH\,(aq) \rightarrow Na_2SO_4\,(aq) + 2\,H_2O\,(\ell)$ **(Neutralización total)**

$H_2SO_4\,(aq) + NaOH\,(aq) \rightarrow NaHSO_4\,(aq) + H_2O\,(\ell)$ **(Neutralización parcial)**

En la neutralización parcial del ácido sulfúrico se forma la sal ácida (sulfato ácido de sodio). Las cantidades de base agregadas determinan que la neutralización sea parcial o total.

¿Siempre se puede producir una neutralización parcial? En nuestro ejemplo, el ácido sulfúrico tiene dos hidrógenos reemplazables ($\mathbf{H_2}SO_4$) por lo que su neutralización puede ser parcial (cuando sustituye uno de los hidrógenos) formando la sal ácida, o total (cuando el ácido sustituye los dos hidrógenos) formando la sal neutra.

¿Puede el hidróxido de sodio formar sales básicas? El hidróxido de sodio (Na**OH**) sólo tiene un ión hidróxido reemplazable, por lo que no puede formar sales básicas. De manera que, en este ejemplo planteado, si presentamos la reacción como la neutralización parcial del ácido sulfúrico con hidróxido de sodio, la única posibilidad de ecuación que puede plantearse es aquella en la que se forma la sal ácida (sulfato ácido de sodio).

En aquellos casos en los que se puedan presentar más de una posibilidad de reacción de neutralización (que dependerá de las condiciones experimentales), debe indicarse el tipo de producto formado, o bien cómo se produce la neutralización.

Por ejemplo, la neutralización parcial del ácido fosfórico con hidróxido de sodio, se producirá formando sales ácidas (no pueden formarse sales básicas a partir del hidróxido de sodio). En este caso el ácido fosfórico ($\mathbf{H_3}PO_4$), al tener tres hidrógenos reemplazables, puede formar sales monoácidas (que contengan el ión fosfato monoácido, HPO_4^{2-}), o bien sales diácidas (que contengan el ión fosfato diácido, $H_2PO_4^-$). En este caso, deberá indicarse el tipo de neutralización parcial que se está produciendo, para poder plantear la ecuación correspondiente:

Ejemplo:

Neutralización parcial del ácido fosfórico con hidróxido de sodio, formando la sal diácida:

$$H_3PO_4\,(aq) + NaOH\,(aq) \rightarrow NaH_2PO_4\,(aq) + H_2O\,(\ell)$$

O bien, neutralización parcial del ácido fosfórico con hidróxido de sodio, formando la sal monoácida:

$$H_3PO_4\,(aq) + 2\,NaOH\,(aq) \rightarrow Na_2HPO_4\,(aq) + 2\,H_2O\,(\ell)$$

¿Cuándo se forman sales básicas? ¿Qué características deben tener las bases para formar este tipo de sales?

Como ya hemos dicho, debe tener más de un ión hidróxido reemplazable, por ejemplo: neutralización parcial del hidróxido de níquel, $Ni\mathbf{(OH)_2}$, con ácido sulfúrico.

En este caso, tal como está presentada la reacción, la neutralización parcial es la del hidróxido, y por tanto se formará la sal básica de níquel.

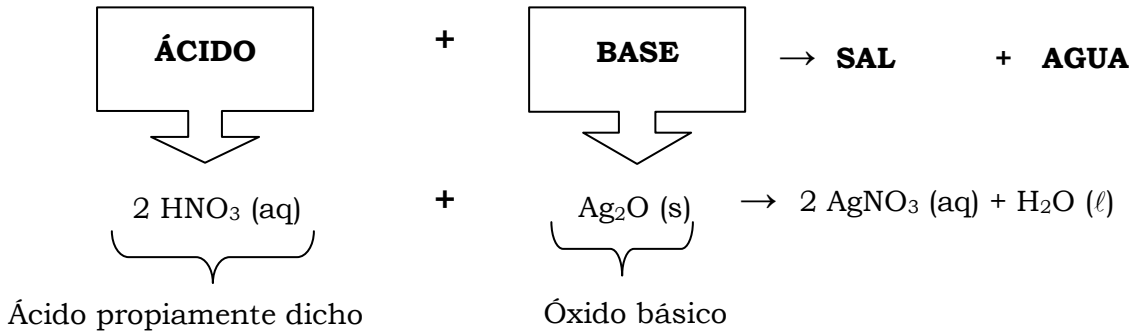
La ecuación correspondiente a la neutralización parcial del hidróxido de níquel con ácido sulfúrico resulta entonces:

$$2\ Ni(OH)_2\ (s)\ +\ H_2SO_4\ (aq)\ \rightarrow\ (NiOH)_2SO_4\ (s)\ +2\ H_2O\ (\ell)$$

Hasta el momento hemos planteado ejemplos de neutralización entre ácidos e hidróxidos. Pero, como ya hemos visto, existen otro tipo de sustancias que pueden reaccionar de forma semejante a los ácidos e hidróxidos. Veremos como se produce la reacción de neutralización en esos casos:

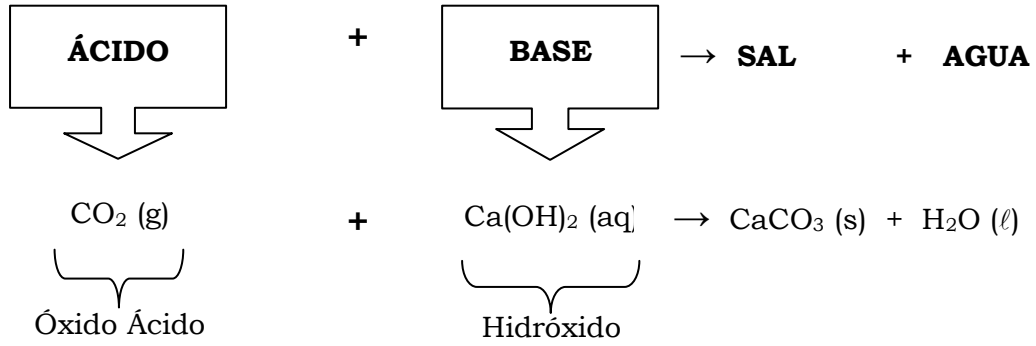
- **Neutralización de un óxido básico con un ácido**

En este caso, la sal formada tendrá el catión que proviene del óxido básico correspondiente. El ácido aporta el anión de la sal. Por ejemplo, el óxido de plata puede reaccionar con ácido nítrico. La ecuación que representa la reacción es la siguiente:



- **Neutralización de un óxido ácido con un hidróxido**

En este tipo de reacciones de neutralización, el catión de la sal proviene de la base (en este caso el hidróxido), y el anión de la sal proviene de la sustancia ácida (en este caso el óxido ácido).



En este ejemplo, no presenta dificultad predecir el anión que forma la sal, ya que el anión carbonato es el único que estudiaremos (El carbono forma otros aniones que forman parte del campo de estudio de la Química Orgánica).

CO_2 forma CO_3^{2-}

Lo mismo ocurre para el dióxido de silicio: SiO_2 que forma el anión SiO_3^{2-} (silicato)

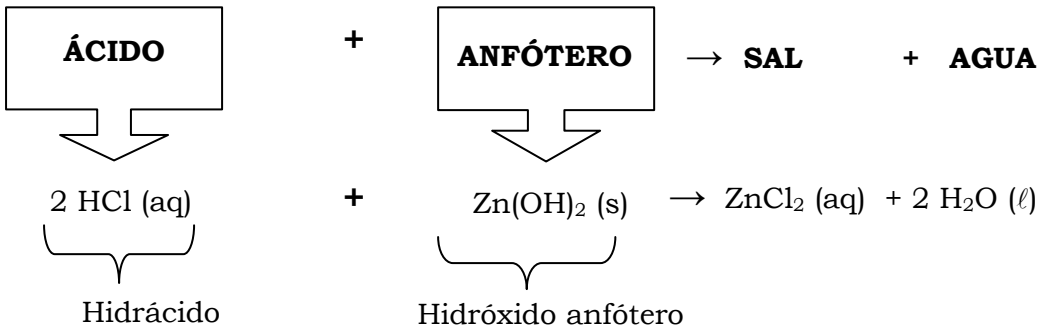
En el caso de existir más de un óxido ácido del mismo elemento, el óxido ácido menos oxigenado formará el oxoanión menos oxigenado, y el óxido ácido más oxigenado, el oxoanión más oxigenado. Veremos los ejemplos para los óxidos del azufre y el nitrógeno:

SO_2	forma	SO_3^{2-}
SO_3	forma	SO_4^{2-}

N_2O_3	forma	NO_2^-
N_2O_5	forma	NO_3^-

- **Reacción con sustancias anfóteras**

En este caso uno de los reactantes es un compuesto anfótero y la sal que se formará dependerá de que reaccione con una sustancia ácida o con una sustancia básica. Por ejemplo, el hidróxido de cinc tiene carácter anfótero, por lo tanto puede reaccionar con ácidos o con bases.



Al reaccionar con ácidos, éste proveerá el anión a la sal, y en consecuencia, la sustancia anfótera dará el catión de la sal correspondiente:

$Zn(OH)_2\ (s) + 2\ HCl\ (aq) \rightarrow \mathbf{Zn}Cl_2\ (aq) + 2\ H_2O\ (\ell)$

Si reacciona con bases, esta proveerá el catión de la sal y en consecuencia la sustancia anfótera dará el anión de la sal correspondiente:

$Zn(OH)_2\ (s) + 2\ NaOH\ (aq) \rightarrow Na_2\mathbf{ZnO_2}\ (aq) + 2\ H_2O\ (\ell)$

Para el caso de las otras sustancias anfóteras los oxoaniones correspondientes son:

$Al_2O_3\ ;\ Al(OH)_3 \rightarrow AlO_2^-$ $\qquad$ $Cr_2O_3\ ;\ Cr(OH)_3 \rightarrow CrO_2^-$

Si quisiéramos **demostrar el carácter anfótero** de una especie química, deberíamos **hacerla reaccionar con un ácido y con una base**.

Por ejemplo, para demostrar el carácter anfótero del óxido de aluminio, es necesario plantear **dos** ecuaciones; que serían las siguientes:

- $Al_2O_3\ (s) + 6\ HCl\ (aq) \rightarrow 2\ AlCl_3\ (aq) + 3\ H_2O\ (ℓ)$
- $Al_2O_3\ (s) + 2\ NaOH\ (aq) \rightarrow 2\ NaAlO_2\ (aq) + H_2O\ (ℓ)$

2- Reacciones de COMBUSTIÓN:

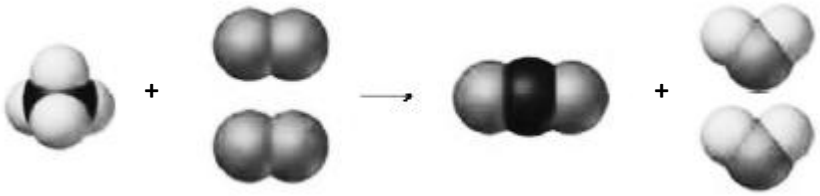
Son reacciones rápidas, exotérmicas en las que, por lo general, interviene el oxígeno como uno de los reactivos o comburente y, como combustible más comunes, podemos citar a los hidrocarburos,

fósforo, azufre o magnesio. Se caracterizan por la formación de una flama, que es la masa gaseosa incandescente que emite luz y calor, que está en contacto con la sustancia combustible.

Cuando quemamos hidrocarburos (compuestos que contienen sólo carbono e hidrógeno) o sus derivados (que contienen átomos de oxígeno en su composición) en aire, éstos reaccionan con suficiente O_2 formando CO_2 y H_2O. En estos casos se dice que la **combustión es completa.**

A continuación presentamos las ecuaciones químicas que corresponden a la combustión completa del metano, etanol y glucosa respectivamente:

- $CH_4(g) + 2\ O_2(g) = CO_2(g) + 2\ H_2O(g)$



- $C_2H_5OH(\ell) + 3\ O_2(g) = 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(g)$

- $C_6H_{12}O_6(s) + 6\ O_2(g) = 6\ CO_2(g) + 6\ H_2O(g)$

Los compuestos que contienen carbono, en presencia de una cantidad limitada de oxígeno, producen monóxido de carbono y en tal caso se dice que la **combustión es incompleta.**

- $CH_4(g) + 1\ ½\ O_2(g) = CO(g) + 2\ H_2O(g)$

Cuando la cantidad de oxígeno es muy limitada, se produce carbón (hollín) por combustión incompleta de hidrocarburos.

- $CH_4(g) + O_2(g) = C(s) + 2\ H_2O(g)$

Muchos compuestos que nuestro organismo utiliza como fuentes de energía, como la glucosa ($C_6H_{12}O_6$), reaccionan de forma análoga para formar CO_2 y H_2O. Sin embargo, en el interior del organismo las reacciones se efectúan en una serie de pasos a la temperatura corporal. En un caso así, las reacciones se describen como reacciones de oxidación más que reacciones de combustión.

3- Reacciones de desplazamiento o sustitución

Estas reacciones están comprendidas dentro de una clase amplia llamada reacciones de oxidación-reducción; sin embargo, a los fines de este curso veremos sólo algunas de este tipo, que admiten ser resueltas sin el conocimiento previo conceptos que escapan a los alcances de este curso.

Para el abordaje de esta categoría la subdividiremos en tres tipos diferentes:

A- **Reacciones en las cuales se desaloja hidrógeno molecular** (Desplazamiento de hidrógeno)

B- **Reacciones en las cuales se desaloja un metal por otro metal**

C- **Reacciones en las cuales se desaloja un halógeno** (Desplazamiento de halógeno)

A) Reacciones en las cuales se desaloja hidrógeno molecular (Desplazamiento de hidrógeno):

En estas reacciones los reactantes serán un metal y un ácido, no oxidante, como el ácido clorhídrico o sulfúrico en soluciones acuosas diluidas.

Una forma sencilla de predecir si realmente va a ocurrir una reacción de desplazamiento es referirse a una **serie de actividad** (algunas veces denominada *serie electroquímica*), la cual se muestra en la tabla 1. Una serie de actividad es, básicamente, un resumen conveniente de todos los resultados de muchas posibles reacciones de desplazamiento.

Tabla Nº 3.1: Serie de actividades (serie electroquímica)

METALES que reaccionan con ácido (clorhídrico o sulfúrico) liberando hidrógeno molecular	Alcalinos y alcalinotérreos	Li
		K
		Ca
		Na
		Mg
	De uso cotidiano	Al
		Zn
		Cr
		Fe
		Ni
		Sn
		Pb
HIDRÓGENO (no metal)		**H_2**
METALES que no reaccionan con ácido clorhídrico	**Metales poco activos**	**Cu**
		Ag
		Hg
		Pt
		Au

Los metales están ordenados de acuerdo a su capacidad de desplazar al hidrógeno de un ácido o del agua.

Cualquier metal que se ubique arriba del hidrógeno en la serie de actividad, lo desplazará al hidrógeno de un ácido no oxidante, mientras que los metales situados debajo del hidrógeno no reaccionarán.

De acuerdo con esta serie:

Por ejemplo:

$$Zn(s) + 2\ HCl\ (aq) \rightarrow\ ZnCl_2\ (aq) + H_2\ (g)$$

$$Cu(s) + HCl\ (aq) \rightarrow \text{no hay reacción}$$

Es importante tener en cuenta que para liberar hidrógeno molecular se puede usar además del ácido clorhídrico, ácido sulfúrico diluido.

En el caso del Fe y Sn frente a los ácidos clorhídrico o sulfúrico diluidos siempre se forman las sales del catión de menor carga (ferrosa y estañosa)

$$Fe\ (s)\ + 2\ HCl\ (aq)\ \rightarrow\ FeCl_2\ (aq)\ +\ H_2\ (g)$$

$$Sn\ (s)\ + H_2SO_4\ (aq)\ \rightarrow\ SnSO_4\ (aq)\ +\ H_2\ (g)$$

B) Reacciones en las cuales se desaloja un metal por otro metal

Un metal de una sal puede ser desplazado por otro metal en estado libre. Observando la tabla 1, los metales sólo desplazarán de la sal a otro metal que esté por debajo de ellos en esta tabla. En

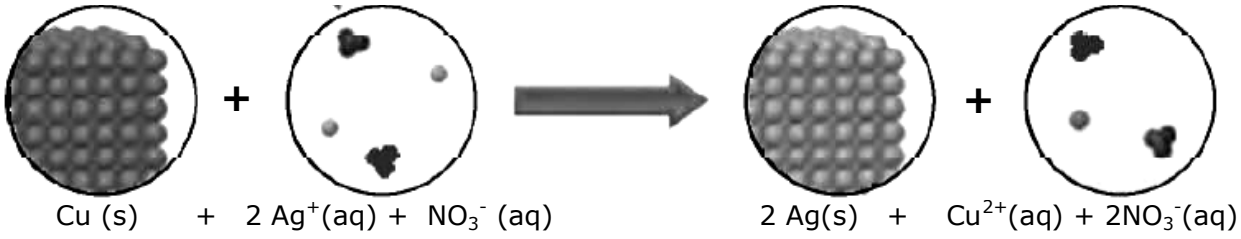
> Cuando una sal posee un elemento metálico, éste puede ser desplazado por otro metal en **estado libre**, dando como producto una nueva sal y otro metal al estado libre.

consecuencia:

Por ejemplo, si se sumerge un alambre de cobre en una solución de nitrato de plata, el metal más activo (cobre) desplaza a los iones de plata de la solución.

Se forma un depósito metálico sobre el alambre de cobre corresponde a plata metálica, y la solución adquiere el color celeste porque el cobre se oxida formando catión cúprico. La ecuación que representa esta reacción es la siguiente:

$$Cu\,(s) + 2\,AgNO_3\,(aq) \rightarrow 2\,Ag\,(s) + Cu(NO_3)_2\,(aq)$$



$Cu\,(s) + 2\,Ag^+(aq) + NO_3^-\,(aq)$ $\qquad$ $2\,Ag(s) + Cu^{2+}(aq) + 2NO_3^-(aq)$

Si se hubiera sumergido un alambre de plata en una solución de nitrato cúprico, ¿se habría producido reacción? Evidentemente si el cobre desplaza a la plata de su solución, la plata no es capaz de desalojar al cobre de sus sales.

¿Cómo puede predecirse si un desplazamiento se producirá o no? Si miras la ubicación del cobre en la serie de actividades, verás que está por encima de la plata, puesto que es un metal más activo. Los metales más activos (en nuestra tabla los que están ubicados más arriba) desalojan a los menos activos (los que se encuentran por debajo) de sus sales.

C) Reacciones en las cuales se desaloja un halógeno (Desplazamiento de halógeno)

En este tipo de reacciones, un halógeno desaloja al halógeno menos oxidante de su sal. Para poder predecir cuáles son los halógenos que pueden ser desplazados, es necesario tener en cuenta su poder oxidante. Si observas la ubicación de los halógenos en la Tabla Periódica, podrás relacionarla con la capacidad que tienen para desalojar a otros halógenos de sus sales. Por lo tanto, el comportamiento de los halógenos en las reacciones de desplazamiento de halógenos se puede resumir en otra serie de actividad:

Halógeno	Oxida al
F_2	Cl^- , Br^- , I^-
Cl_2	Br^- , I^-
Br_2	I^-
I_2	Ningún halogenuro

La fuerza de estos elementos como agentes oxidantes disminuye conforme se avanza del flúor al yodo en el grupo 17 o VIIA de la Tabla Periódica. Así, el flúor molecular puede reemplazar a los iones cloruro, bromuro y yoduro en solución. De hecho, el flúor molecular es tan reactivo que también ataca al agua, por lo que estas reacciones no pueden efectuarse en solución acuosa. Por otro lado, el cloro molecular puede desplazar a los iones bromuro y yoduro en solución acuosa.

Por ejemplo:

1 - El **cloro molecular** puede desalojar:

- al bromo molecular de una solución de bromuro de potasio

$$Cl_2\,(g) + 2\,KBr\,(aq) = Br_2\,(\ell) + 2\,KCl\,(aq)$$

- al yodo molecular de una solución de yoduro de potasio

$$Cl_2\,(g) + 2\,KI\,(aq) = I_2\,(aq) + 2\,KCl\,(aq)$$

2 - El **bromo molecular** sólo desaloja al yodo de una solución de yoduro de potasio.

Si se invierten los papeles de los halógenos, la reacción no se produce. Así, el bromo no puede desplazar a los iones cloruro y el yodo no puede desplazar a los iones bromuro y cloruro. Por ejemplo:

$$Br_2(\ell) + KCl(aq) \rightarrow \text{no hay reacción}$$

4- Reacciones de doble desplazamiento o sustitución:

En muchas reacciones entre dos compuestos en solución acuosa, los iones parecen "cambiar de pareja" para formar dos compuestos nuevos. Es decir que en los reactivos dos elementos se reemplazan mutuamente en sus compuestos respectivos. Podríamos generalizar lo dicho de la siguiente forma:

$$AX + BY \rightarrow AB + XY$$

De acuerdo con el producto obtenido, podemos clasificar a estas reacciones en:

A) Reacciones con desprendimiento de gases

En algunas reacciones de doble desplazamiento se puede formar un producto gaseoso.

Se pueden presentar dos tipos de situaciones que analizaremos a continuación.

A.1) Reacción entre un ácido y una sal, liberando un ácido volátil

Al mezclar una solución de sulfuro de sodio con una solución de ácido clorhídrico se libera un gas de olor nauseabundo. La ecuación que representa la reacción es la siguiente:

$Na_2S\,(aq) + 2\,HCl\,(aq) \rightarrow \mathbf{H_2S\,(g)} + 2\,NaCl\,(aq)$

Se puede observar que se ha forma un compuesto gaseoso a través del intercambio de iones (reacción de doble desplazamiento). El sulfuro de hidrógeno formado es la especie química que presenta el olor nauseabundo (huevo podrido).

Esta misma reacción se hace más evidente cuando planteamos la ecuación iónica: $2Na^+(aq) + S^{2-}(aq) + 2H^+(aq) + 2Cl^-(aq) \rightarrow \mathbf{H_2S(g)} + 2Na^+(aq) + 2Cl^-(aq)$

¿Siempre que mezcle un ácido con una sal, habrá reacción?

Conocer las características de algunos ácidos nos permitirá predecir si este tipo de reacción es factible.

ÁCIDOS	
FIJOS	HNO_3 (aq) (inestable)
	H_2SO_4 (aq) (inestable)
VOLÁTILES	HCl (aq)
MUY VOLÁTILES	H_2S (aq)
	$H_2CO_3\,(aq) \rightarrow CO_2 + H_2O$ (inestable)
	$H_2SO_3\,(aq) \rightarrow SO_2 + H_2O$ (inestable)
	HCN (aq)

Llamamos **ácidos fijos** a aquellos que presentan punto de ebullición elevado, y **volátiles o muy volátiles** a los que tienen bajo punto de ebullición.

Como regla general para este tipo de reacciones, podemos decir que

"un ácido fijo desaloja al volátil o muy volátil de su sal y

un ácido volátil desaloja a uno muy volátil de su sal".

En la reacción planteada el ácido clorhídrico desaloja al ácido volátil (sulfuro de hidrógeno), por ser éste más volátil que el primero.

Para comprender mejor el tema, analizaremos la reacción entre una solución de ácido clorhídrico y una solución de sulfuro de sodio:

- $Na_2S\,(aq) + 2\,HCl\,(aq) \rightarrow H_2S(g) + 2\,NaCl(aq)$ Ec. Molecular

- $2Na^+(aq)+S^{2-}(aq)+2H^+(aq)+2Cl^-(aq)\rightarrow H_2S(g)+ 2Na^+(aq) + 2Cl^-(aq)$ Ec. Iónica

- $S^{2-}\,(aq) + 2H^+(aq) \rightarrow H_2S(g)$ Ec. Iónica Neta

La reacción de carbonatos (CO_3^{2-}) o bicarbonatos (HCO_3^-) con un ácido fijo produce primero ácido carbónico (H_2CO_3) pero, dado que este ácido es inestable, se descompone para formar agua y dióxido de carbono (CO_2), que escapa como gas de la disolución.

Por ejemplo, cuando se mezclan el ácido clorhídrico y el bicarbonato de sodio, la reacción total se resume en las siguientes ecuaciones:

- $HCl\,(aq) + NaHCO_3\,(aq) \rightarrow \underbrace{CO_2\,(g) + H_2O\,(\ell)}_{H_2CO_3} + NaCl\,(aq)$ Ec. Molecular
- $Na^+\,(aq)+ HCO_3^-(aq)+ H^+\,(aq)+ Cl^-(aq) \rightarrow CO_2(g)+ H_2O\,(\ell) +Cl^-\,(aq) +Na^+\,(aq)$ Ec. Iónica

"Los carbonatos y bicarbonatos reaccionan con ácidos para formar CO_2"

Un comportamiento similar siguen los sulfitos y sulfitos ácidos, los cuales al reaccionar con ácidos fijos, son desplazados de la sal formando ácido sulfuroso que por ser inestable descompone en agua y dióxido de azufre gaseoso.

Por ejemplo, la reacción total entre el sulfito de potasio y el ácido clorhídrico se puede representar mediante la siguiente ecuación molecular:

- $K_2SO_3\,(aq) + 2\,HCl\,(aq) \rightarrow 2\,KCl\,(aq) + SO_2(g) + H_2O(\ell)$

Recordando la regla general que hemos presentado **"un ácido fijo desaloja al volátil de su sal",** si mezclamos una solución de ácido clorhídrico con una solución de sulfato de sodio no se producirá ninguna reacción, y en tal caso se simboliza de la siguiente forma:

$Na_2SO_4\,(aq) + HCl\,(aq) \rightarrow$ NO HAY REACCIÖN

A.2) Reacción entre una base y una sal, liberando una base volátil

Al mezclar una solución de cloruro de amonio con una solución de hidróxido de sodio, se libera un gas de olor amoniacal. La ecuación que representa la reacción es la siguiente:

$$NH_4Cl\,(aq) + NaOH\,(aq) \rightarrow \mathbf{NH_3\,(g)} + H_2O\,(\ell) + NaCl\,(aq)$$

Se puede observar que se ha formado un compuesto gaseoso a través del intercambio de iones (reacción de doble desplazamiento). El amoníaco formado es la especie química que presenta el olor amoniacal.

¿Siempre que mezcle una base con una sal, habrá reacción?

Conocer las características de algunas bases nos permitirá predecir si este tipo de reacción es factible.

BASES

FIJAS	NaOH (aq)
	KOH (aq)
	$Ca(OH)_2$ (aq)
	$Ba(OH)_2$ (aq)
	CaO (s)
VOLÁTILES	NH_4OH (aq)$\rightarrow NH_3 + H_2O$ (inestable)

Llamamos **base fija** a aquella que presenta punto de ebullición elevado, y **volátil** a la de bajo punto de ebullición.

En la reacción planteada el hidróxido de sodio desaloja a la base volátil (amoníaco), por ser ésta más volátil que la primera.

Como regla general para este tipo de reacciones, podemos decir que **"una base fija desaloja a la volátil de su sal".**

Como habrás notado, para este curso, tendremos al hidróxido de amonio como único caso de base volátil. A su vez, al momento de escribir las ecuaciones, habrá que tener en cuenta que es inestable, ya que se descompone en amoníaco y agua, que serán los productos de la reacción.

B) Reacciones de precipitación

En estas reacciones se forma un sólido insoluble, un **precipitado**, que luego se sedimenta en la solución. Un precipitado es un sólido insoluble que se separa de la disolución. En estas reacciones por lo general, participan compuestos iónicos.

¿Cómo se puede predecir la formación de un precipitado cuando se mezclan dos disoluciones? Esto depende de la solubilidad de las distintas sustancias.

Cualitativamente, una sustancia es soluble si se disuelve visiblemente una cantidad suficiente cuando se agrega al agua. De no ser así, será ligeramente soluble o insoluble.

Para poder predecir si se puede formar un precipitado cuando se mezclan soluciones acuosas de compuestos inorgánicos, debe tenerse algún conocimiento de las solubilidades de los diferentes compuestos. La siguiente tabla muestra los compuestos inorgánicos solubles e insolubles en agua.

Reglas de solubilidad en agua para compuestos iónicos comunes

Principalmente solubles en agua	
NO_3^-	Todos los nitratos son solubles.
Cl^-	Todos los cloruros son solubles, excepto AgCl, Hg_2Cl_2 y $PbCl_2$.

Br^-	Todos los bromuros son solubles, excepto AgBr, Hg_2Br_2 ,$PbBr_2$ y $HgBr_2$.
I^-	Todos los yoduros son solubles, excepto AgI, Hg_2I_2 ,PbI_2 y HgI_2
SO_4^{2-}	Todos los sulfatos son solubles, excepto $CaSO_4$, $SrSO_4$, $BaSO_4$ y $PbSO_4$.
Principalmente insolubles en agua	
S^{2-}	Todos los sulfuros son insolubles excepto los de los elementos del grupo 1, 2 y el de amonio.
CO_3^{2-}	Todos los carbonatos son insolubles, excepto los de los grupos 1 y de amonio
CrO_4^{2-}	Todos los cromatos son insolubles, excepto los de los grupos 1, 2 y de amonio.
PO_4^{3-}	Todos los fosfatos son insolubles, excepto los de los elementos del grupo 1 y de amonio.
OH^-	Todos los hidróxidos son insolubles (*), excepto los de los elementos del grupo 1, los hidróxidos de bario, estroncio y calcio. También son insolubles las sales básicas, donde el hidróxido forma parte de ellas.

*** Nota:** Algunos hidróxidos son inestables, por lo que se descomponen inmediatamente después de su formación, en el óxido correspondiente y agua (Ag_2O y Hg_2O).

Aunque no es necesario memorizar las solubilidades de los compuestos, se recomienda tener en cuenta las siguientes reglas útiles: todos los compuestos iónicos que contienen cationes de metales alcalinos, el ion amonio y los iones nitrato, bicarbonato y clorato son SOLUBLES. Para otros compuestos deberás consultar la tabla de reglas de solubilidad en agua.

El manejo de la tabla de reglas de solubilidad resultará útil para predecir si una reacción de precipitación es factible o no.

Podemos considerar qué ocurre al mezclar soluciones acuosas de yoduro de potasio, KI, y nitrato de plomo, $Pb(NO_3)_2$.

Cuando se mezclan las dos soluciones, se obtiene yoduro de plomo cuya solubilidad en el agua es muy baja por lo que se forma un precipitado amarillo intenso y por encima de este queda una solución incolora que contiene cationes K^+ y aniones NO_3^-. Estos iones quedan en la solución porque el nitrato de potasio, KNO_3, es soluble en agua.

Cuando se forma una sustancia insoluble en agua, ésta precipita inmediatamente.

En la ecuación química que representa la reacción de precipitación, se usa la aclaración (aq) para indicar que esa sustancia se encuentra disuelta en agua y (s) para indicar el sólido que ha precipitado.

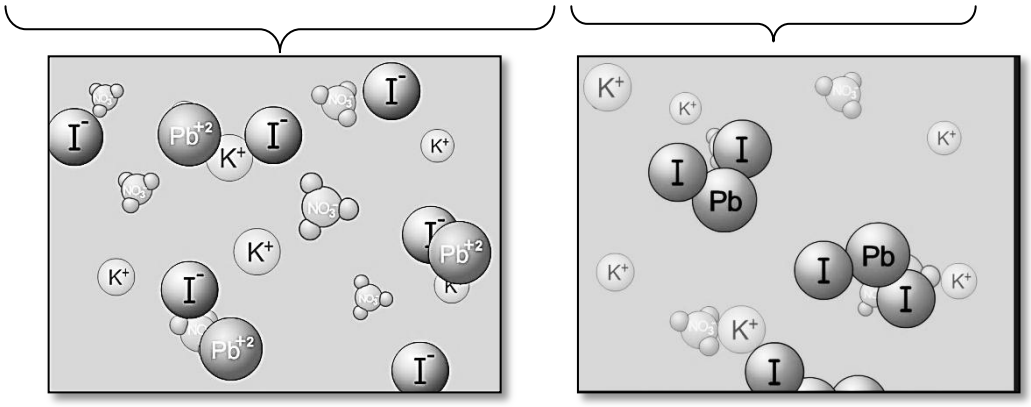
Para el caso planteado la ecuación que representa la reacción es la siguiente:

$Pb(NO_3)_2$ **(aq)** + 2 KI **(aq)** $\rightarrow$ PbI_2 **(s)** + 2 KNO_3 **(aq)** **(ecuación molecular)**

Esta es la **ecuación molecular**, ya que muestra las fórmulas químicas completas de reactivos y productos. Como, tanto el nitrato de plomo como el yoduro de potasio son compuestos iónicos solubles, puede escribirse una ecuación en la cual se consignen los iones presentes en la disolución:

Esta es la **ecuación iónica completa**.

$Pb^{2+}(aq) + 2\ NO_3^-(aq) + 2\ K^+(aq) + 2\ I^-(aq) \rightarrow PbI_2(s) + 2\ NO_3^-(aq) + 2\ K^+(aq)$



Recordemos que las ecuaciones iónicas netas sólo incluyen los iones y moléculas que participan en la reacción en forma directa; de modo que para la misma reacción, la ecuación iónica será:

$Pb^{2+}(aq) + 2\ I^-(aq) \rightarrow PbI_2(s)$ **Ecuación iónica neta**

Obsérvese que la suma de las cargas de los iones del primer miembro es igual a cero, y el producto formado es eléctricamente neutro. En toda ecuación iónica balanceada debe cumplirse que la suma de las cargas de los iones sea igual en ambos miembros.

Del análisis de la ecuación iónica neta se deduce que puede producirse la misma reacción neta (precipitación de yoduro de plomo) a partir de diferentes reactivos, siempre que, al disolverse los mismos en agua, proporcionen los iones necesarios para la reacción (Pb^{2+} y I^-). Por ejemplo, podríamos utilizar yoduro de sodio, que es soluble en agua, en lugar de yoduro de potasio para la misma reacción.

$Pb(NO_3)_2$ **(aq)** + 2 NaI **(aq)** $\rightarrow$ PbI_2 **(s)** + 2 $NaNO_3$ **(aq)** **(ecuación molecular)**

$Pb^{2+}(aq) + 2\ NO_3^-(aq) + 2Na^+(aq) + 2\ I^-(aq) \rightarrow PbI_2(s) + 2\ NO_3^-(aq) + 2Na^+(aq)$

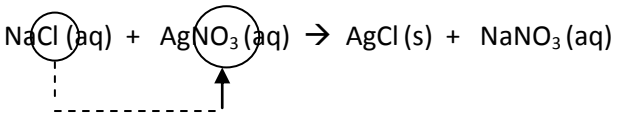
$Pb^{2+}(aq) + 2\ I^-(aq) \rightarrow PbI_2(s)$ **(ecuación iónica neta)**

B.1) Reacción entre sales

Ejemplo: Se mezcla solución de cloruro de sodio y solución de nitrato de plata

NaCl	+	$AgNO_3$
(soluble en agua)		(soluble en agua)

Debería observarse, ya que las reacciones de precipitación están comprendidas entre las reacciones de doble desplazamiento, si es factible formar una sustancia muy poco soluble al intercambiar los iones de las sustancias mezcladas:



¿qué sustancia es la que precipita en esta reacción? ……..

¿podrías escribir la ecuación iónica correspondiente? ¿y la ecuación iónica neta?

……

……

¿se puede reemplazar el cloruro de sodio por otro reactivo diferente para obtener el mismo precipitado de cloruro de plata? De ser factible, elige alguno, teniendo en cuenta la regla de solubilidades de compuestos iónicos en agua.

……

B.2) Reacciones entre sales e hidróxidos alcalinos

Para obtener una reacción de precipitación, la sal debe contener un catión de un metal de transición. Cuando se mezclan soluciones de estas sales con hidróxidos alcalinos, se forma un compuesto insoluble (precipitado) que en la mayoría de los casos corresponde a la formación del hidróxido del metal de transición (ítem a). En el caso de los cationes Ag^{+}; Hg_2^{2+}; Hg^{+} y Cu^{+}, el precipitado que se forma es el óxido insoluble correspondiente (ítem b).

Así mismo, dependiendo de las condiciones experimentales (cantidad del hidróxido alcalino, concentración de la solución, etc.) se pueden obtener las sales básicas insolubles correspondientes a los cationes de transición (ítem c).

a- Precipitación de hidróxidos:

$$CuSO_{4\,(ac)} + 2\,NaOH_{\,(ac)} = Cu(OH)_{2\,(s)} + Na_2SO_{4\,(ac)}$$

$$Cu^{2+}_{\,(ac)} + 2\,OH^{-}_{\,(ac)} = Cu(OH)_{2\,(s)}$$

b- Precipitación de óxidos provenientes de hidróxidos inestables

$$HgCl_{2\,(ac)} + 2\,KOH_{\,(ac)} = HgO_{\,(s)} + 2\,KCl_{\,(ac)} + H_2O_{\,(\ell)}$$

$$Hg^{2+}_{\,(ac)} + 2\,OH^{-}_{\,(ac)} = HgO_{\,(s)} + H_2O_{\,(\ell)}$$

$AgNO_{3(ac)} + NaOH_{(ac)} = Ag_2O_{(s)} + H_2O_{(\ell)}$

$Ag^+_{(ac)} + 2\ OH^-_{(ac)} = Ag_2O_{(s)} + H_2O_{(\ell)}$

c- Precipitación de sales básicas*:

$2\ CuSO_{4\,(ac)} + 2\ NaOH_{(ac)} = (CuOH)_2SO_{4\,(s)} + Na_2SO_{4\,(ac)}$

$ZnCl_{2\,(ac)} + KOH_{(ac)} = (ZnOH)Cl_{(s)} + KCl_{(ac)}$

* En estos casos se indicará en la consigna la obtención de una sal básica; por ejemplo: reacción entre el sulfato cúprico y el hidróxido de sodio formándose una sal básica.

5- REACCIONES DE SÍNTESIS

Son aquellas en las cuales se combinan dos sustancias (simples o compuestas) para formar un **único compuesto como producto**. En las reacciones de este tipo a partir de dos o más reactivos se forma un solo producto. Presentaremos algunos ejemplos:

Tipo	Compuesto	Ejemplos
Formación de compuestos binarios **(a partir de sustancias elementales)**[1]	**Óxidos**	$2\ Mg\ (s) + O_2\ (g) \rightarrow 2\ MgO\ (s)$ Óx. metálico $S\ (s) + O_2\ (g) \rightarrow SO_2\ (g)$ Óx. no metálico
	Compuestos hidrogenados	Síntesis de agua $O_2\ (g) + 2\ H_2\ (g) \rightarrow 2\ H_2O\ (g)$ Síntesis de cloruro de hidrógeno $Cl_2\ (g) + H_2\ (g) \rightarrow 2\ HCl\ (g)$ Síntesis de amoníaco: $3\ H_2\ (g) + N_2\ (g) = 2\ NH_3\ (g)$
	Sales	$S\ (s) + Fe\ (s) \rightarrow FeS\ (s)$ $Cl_2\ (g) + Cu\ (s) \rightarrow CuCl_2\ (s)$
Formación de compuestos ternarios **(a partir de sustancias compuestas)**	**Hidróxidos** [2]	Síntesis de hidróxido de sodio $Na_2O\ (s) + H_2O\ (\ell) \rightarrow 2\ NaOH\ (aq)$ Síntesis del hidróxido de amonio $NH_3\ (g) + H_2O \rightarrow NH_4\ OH$
	Oxoácidos	Síntesis de ácido sulfuroso $SO_2\ (g) + H_2O\ (\ell) \rightarrow H_2SO_3\ (aq)$
	Oxosales	Pueden formarse por reacción entre óxidos, por ejemplo: $SO_2\ (g) + CaO\ (s) \rightarrow CaSO_3\ (s)$ Esta reacción también puede clasificarse como de neutralización.

(1) Cuando se plantea la ecuación de una reacción en la que intervienen moléculas biatómicas las fórmulas de esas especies deben escribirse con el subíndice adecuado. Recuerda estas especies para escribir las ecuaciones en las que se utilizan:

H_2 - O_2 - N_2 - F_2 - Cl_2 - Br_2 - I_2

También se coloca la atomicidad en otras especies que en el mismo estado de agregación difieren en su atomicidad. Por ejemplo, cuando se utiliza en alguna reacción el fósforo, como en estado sólido presenta dos variedades alotrópicas, se debe indicar cuál de ellas está participando en la reacción colocando el subíndice adecuado.

Fósforo blanco: P_4

Fósforo rojo: P_8

(2) Solamente producen esta reacción los óxidos del grupo I y los de calcio y bario del grupo II. Los restantes óxidos son insolubles en agua.

Reacciones de DESCOMPOSICIÓN

Las reacciones de descomposición son aquellas en las cuales un compuesto se descompone, por acción de un agente físico (calor, electricidad, luz, etc.) para formar dos o más productos.

Los siguientes, son algunos ejemplos que te presentamos en este momento:

- **Descomposición térmica de ÓXIDOS:**

Por descomposición térmica de algunos compuestos que contienen oxígeno se pueden preparar pequeñas cantidades de oxígeno. Por ejemplo el óxido de mercurio (II), por acción del calor da como resultado la siguiente reacción que puede representarse:

$$HgO\ (s) \xrightarrow{\text{camin}} Hg\ (\ell) + \tfrac{1}{2}\ O_2\ (g)$$

El óxido de plata puede comportarse de la misma manera.

- **Descomposición térmica de HIDRÓXIDOS:**

Cuando ciertos hidróxidos metálicos se calientan, se descomponen para dar un óxido metálico y vapor de agua.

Ejemplo: descomposición térmica del hidróxido de cobre (II)

$$Cu(OH)_2\ (s) \xrightarrow{\text{calor}} CuO\ (s) + H_2O\ (\ell)$$

- **Descomposición térmica de ÁCIDOS:**

El ácido más oxigenado, frente a la acción del calor, da el óxido ácido más oxigenado:

Ej: descomposición térmica del ácido sulfúrico

$$H_2SO_4\ (aq) \xrightarrow{\text{calor}} SO_3\ (g) + H_2O\ (v)$$

- **Descomposición térmica de SALES:**

En general, los carbonatos son térmicamente inestables con excepción de los carbonatos de los metales alcalinos (sodio y potasio) que no se descomponen por calentamiento.

La descomposición térmica de los carbonatos da lugar a dos compuestos, el dióxido de carbono y el óxido del metal correspondiente.

Por ejemplo:

$$CaCO_3\ (s) \xrightarrow[CO_2]{\text{calor}} (g) + CaO\ (s)$$

En el caso de los carbonatos ácidos, en general, también son inestables térmicamente y en estos casos se obtienen tres productos:

$$Ca(HCO_3)_2(aq) \xrightarrow{\text{calor}} CaCO_3\ (s) + CO_2\ (g) + H_2O\ (\ell)$$

Los cloratos de los metales alcalinos, se descomponen cuando se calientan para dar los cloruros correspondientes con desprendimiento de oxígeno. Por ejemplo:

$$KClO_3\ (s) \xrightarrow{\text{calor}} 3/2\ O_2\ (g) + KCl\ (s)$$

Las sales de amonio son inestables térmicamente y, según el anión presente en la sal, se pueden obtener productos nitrogenados variados.

En este curso, veremos sólo aquellas descomposiciones que impliquen la liberación de amoníaco, como producto nitrogenado en la reacción.

Por ejemplo:

$$(NH_4)_2CO_3\ (s) \xrightarrow{\text{calor}} CO_2\ (g) + 2\ NH_3\ (g) + H_2O\ (v)$$

- **Electrólisis del AGUA:**

Finalmente, citaremos como único ejemplo para este curso, la descomposición electrolítica del agua, quien se descompone en las sustancias simples oxígeno e hidrógeno.

$$H_2O(\ell) \xrightarrow{\text{electrólisis}} H_2\ (g) + 1/2\ O_2(g)$$

LEYES DE LAS COMBINACIONES QUÍMICAS

LAS LEYES GRAVIMÉTRICAS - Introducción

"Casi todos los descubrimientos científicos han recompensado las precisas mediciones y cálculos pacientes y trabajosos"

LORD KELVIN, 1871

La química no se satisface con determinaciones meramente cualitativas, también le interesa los datos cuantitativos. Le interesa establecer qué cantidad de cada sustancia es la que interviene en una reacción química. Por ejemplo:

¿Qué masa de cada reactivo se necesita?

¿Qué masa de cada producto se obtiene?

Con los trabajos efectuados por LAVOISIER, entre otros precursores, se le imprime a la química una orientación decididamente cuantitativa. Inmediatamente se enuncian las leyes gravimétricas.

LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MASA (LAVOISIER; 1789)

Como ya sabemos en toda reacción química los reactivos se transforman en sus respectivos productos. En una investigación corresponde pesar cuidadosamente:

Los reactivos antes de que se consuman en la reacción → Los productos obtenidos una vez concluida la reacción

Vamos a analizar la síntesis del sulfuro de hierro. Luego de realizar el pesaje de reactivos y productos en tres experiencias diferentes, se armó el siguiente cuadro:

Experiencia	Masa de hierro(g)	Masa de azufre (g)	Masa de sulfuro de hierro (g)
1	21,7	12,4	44,1
2	39,9	22,8	62,7
3	65,8	37,6	103,4

Un detalle a tener en cuenta, es que aún cuando se modifiquen las condiciones experimentales (temperatura, tipo de recipiente utilizado, presión) no se observa variaciones en las masas indicadas, las cuales curiosamente revelan que, la suma de las masas del hierro y del azufre, es igual a la masa de sulfuro de hierro obtenido, en las tres experiencias efectuadas.

Efectivamente:

21,7 g hierro + 12,4 g azufre = 44,1 g de sulfuro de hierro

39,9 g hierro + 22,8 g azufre = 62,7 g de sulfuro de hierro

65,8 g hierro + 37,6 g azufre = 103,4 g de sulfuro de hierro

masa de hierro + masa de azufre = masa de sulfuro de hierro

Como en otras reacciones ocurre lo mismo, se puede formular una generalización, denominando:

Masa inicial: Sumatoria de **las masas de todos los reactivos** $\longrightarrow$ $\sum m_R$

Masa final: Sumatoria de las masas de todos los productos $\longrightarrow$ $\sum m_P$

Entonces:

Masa inicial = Masa final $\quad \sum m_R = \sum m_P = m_{TOTAL}$

"En toda reacción química, ocurrida dentro de un sistema cerrado, la masa total es constante "

Aplicando la ley a una reacción general tal como: **X + YZ = XY + Z**

Siendo m la masa de las sustancias que intervienen:

$$m_X + m_{YZ} = m_{XY} + m_Z$$

resulta: $\sum m_R = \sum m_P = m_{TOTAL}$

En 1905 EINSTEIN, idea la **teoría de la Relatividad** y llega a la conclusión de que la masa es convertible en energía y recíprocamente la energía es convertible en masa

$$m \rightleftharpoons E$$

Durante siglos la física y la química sostuvieron que la masa y la energía eran magnitudes independientes. A raíz de la teoría de la Relatividad se acepta la relación masa – energía:

"En un sistema aislado, cuando desaparece una masa, simultáneamente se crea una cantidad equivalente de energía y viceversa"

El cálculo de la energía que se puede obtener a partir de una cierta cantidad de masa se efectúa mediante la famosa ecuación de Einstein:

$$\Delta E = \Delta m \times c^2$$

Δm: es la variación de masa.

ΔE: es la variación de energía producida al desaparecer la masa antedicha

C: es la velocidad de la luz en el vacío $3x10^5$ km/s

Esta equivalencia masa energía tiene un gran importancia en casos muy particulares:

- La energía emitida por el sol y las estrellas
- La explosión de una bomba atómica o el funcionamiento de un reactor nuclear

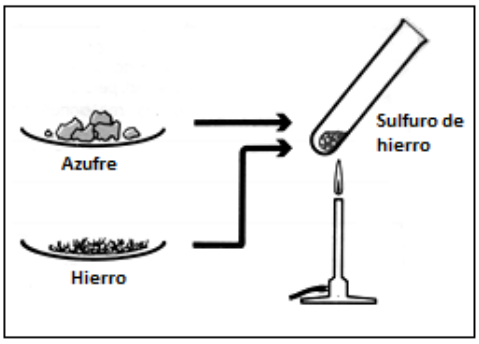
Por lo tanto en una reacción química ordinaria, desarrollada en un laboratorio o en la industria, se puede prescindir de la ecuación de Einstein, que no influye en los cálculos. En otras palabras la

equivalencia masa – energía, sólo adquiere relevancia en la Química nuclear, consecuentemente el químico se despreocupa de la cuestión y si tiene presente la ley de LAVOISIER la cual tiene vigencia en las reacciones habituales.

LEY DE PROUST

La invariabilidad de la masa total de un sistema cerrado, a pesar de las reacciones químicas ocurridas en los mismos nada indica sobre el comportamiento individual de cada especie química.

Vamos a estudiar una reacción química, como la síntesis del sulfuro de hierro. Se pesan, en cada caso, las masas de cada reactivo, confeccionando un cuadro:



Masa de azufre (g)	Masa de hierro (g)
1,24	2,17
22,8	39,9
37,6	65,8

Estos datos han sido obtenidos de experiencias efectuadas en distintas condiciones experimentales:

La comparación de las masas conduce a un cociente coincidente, aunque las masas

individuales difieran: $\frac{1,24\,g}{2,17\,g} = \frac{22,8\,g}{39,9\,g} = \frac{37,6\,g}{65,8\,g} = 0,57$

La relación constante, hallada es: $\frac{masa\ de\ azufre}{masa\ de\ hierro} = 0,57$

El estudio de otras reacciones químicas revela que siempre hay una relación constante entre las masas de los reactivos, con un valor constante específico en cada caso:

- ✓ En la síntesis del agua $\frac{masa\ de\ hidrógeno}{masa\ de\ oxígeno} = 0,125$

- ✓ Para el óxido de mercurio: $\frac{masa\ de\ mercurio}{masa\ de\ oxígeno} = 12,53$

Estos hechos experimentales, generalizados, constituyen la ley de las proporciones constantes, ley de las proporciones definidas o ley de PROUST:

"Cuando 2 o más elementos se combinan para formar un determinado compuesto lo hacen en una relación siempre constante de masas"

Si dichos reactivos fueran las sustancias A y B, para formar la sustancia AB, siendo sus respectivas masas: m_A y m_B, la expresión matemática de la ley sería:

$$\frac{m_A}{m_B} = CONSTANTE$$

Otra forma de enunciar la misma ley es:

"muestras diferentes de un mismo compuesto, siempre contienen los mismos elementos y en la misma proporción de masa"

En consecuencia podemos decir que cada compuesto químico tiene una composición química constante (relación de masas constante) y por lo tanto una fórmula química única.

Esto no quiere decir que dos elementos no se puedan combinar en otra relación, pero si esto ocurre, se formará otro compuesto con propiedades específicas distintas.

Por ejemplo como vimos anteriormente, al combinarse hidrógeno con oxígeno en una relación de 8 g O/1g H se forma agua, pero si esta relación es de 16g O/1g H se forma peróxido de hidrógeno (agua oxigenada) cuya fórmula es H_2O_2.

En el caso de la combinación del carbono con el oxígeno, si se combinan 1,33g O/1g C se forma monóxido de carbono (CO).

Con las dos leyes gravimétricas analizadas podemos resolver determinadas situaciones problemáticas. Ejemplo**:**

Deseamos obtener sulfuro de hierro a partir de sus elementos: azufre y hierro. Se dispone para ello de 10 gramos de azufre.

a)¿Qué masa de hierro se necesita?

b)¿Qué masa de sulfuro de hierro se obtiene?

El punto de partida es la relación gravimétrica entre el azufre y el hierro, la cual ya ha sido determinada

$$\frac{\text{masa de azufre}}{\text{masa de hierro}} = 0{,}57$$

De acuerdo al enunciado se cuenta con 10 g de azufre, consecuentemente la incógnita es la masa de hierro, por lo que despejando:

$$\frac{\text{masa de azufre}}{0{,}57} = \text{masa de hierro}$$

$$\text{masa de hierro} = \frac{10\text{g}}{0{,}57} = 17{,}5g$$

Para la segunda pregunta, por la ley de conservación de masa, la masa del producto será igual a la suma de las masas de los reactivos

masa de azufre + masa de hierro = 10g + 17,5g = 27,5g

masa de sulfuro de hierro = 27,5g

Se ha demostrado experimentalmente que la relación gravimétrica entre el azufre y el cobre, cuando se combinan dando sulfuro cúprico es:

$$\frac{\text{masa de azufre}}{\text{masa de cobre}} = \frac{1}{2}$$

Calcular:

a) La masa de azufre que reacciona con 25g de cobre

b) La masa de cobre necesaria para preparar 150g de sulfuro cúprico

Masas de átomos y moléculas

Aunque los científicos del siglo XIX nada sabían acerca de las partículas subatómicas, eran conscientes de que los átomos de distintos elementos tienen diferentes masas. Por lo tanto se intentó tener una tabla de pesos atómicos.

Descubrieron, por ejemplo, que 100 g de agua contiene 11,1 g de hidrógeno y 88,9 g de oxígeno. Por lo tanto, el agua contiene 88,9/11,1=8 veces más oxígeno, en masa, que hidrógeno. Una vez que los científicos se percataron de que el agua contiene dos átomos de hidrógeno por cada oxígeno, llegaron a la conclusión de que un átomo se oxígeno debía pesar 2 x 8= 16 veces más que un átomo de hidrógeno. Arbitrariamente se asignó al hidrógeno, el elemento más ligero, una **masa relativa** de 1 (sin unidades) y las masas atómicas de los otros elementos, se determinaron en relación a este valor.

Hoy en día podemos medir las masas de átomos individuales con un alto grado de exactitud. Por ejemplo sabemos que el átomo de ^{1}H tiene una **masa absoluta (α)** de $1{,}6735.10^{-24}$g y que el átomo de oxígeno tiene una masa absoluta (α) de $2{,}6560.10^{-23}$g.

Como se habrá notado, las masas absolutas de los átomos son extremadamente pequeñas. Dado que resultaría engorroso trabajar con estos valores tan pequeños en gramos, se creó una unidad de masa relativa llamada **unidad de masa atómica** cuyo símbolo es **uma**.

Con el transcurso del tiempo se fue cambiando el átomo que se toma como unidad de referencia. A partir del año 1961 se acordó establecer al isótopo doce del Carbono (^{12}C) como patrón internacional único para definir las masas atómicas. De esta manera se define como la **unidad de masa atómica** (uma) a la doceava parte de la masa del isótopo doce del Carbono.

$$\text{uma} = \frac{1}{12}\alpha\ {}^{12}C$$

Donde: α representa la masa atómica absoluta (g)

Aunque la unidad de masa atómica se usa para medir partículas muy pequeñas, no deja de ser una unidad de masa, por lo tanto existe una equivalencia entre la unidad de masa atómica y el gramo. Una uma es igual a $1{,}661.10^{-24}$ g.

Como en realidad se establece para un átomo cuantas veces es más grande que la unidad de masa atómica, se habla de masa atómica relativa y entonces no se le asigna ninguna unidad.

$$\text{masa atómica relativa} = \frac{\alpha}{\frac{1}{12}\alpha\ ^{12}C}$$

Podemos también considerar cuántas veces es más pesada una molécula que la unidad de masa atómica, y en tal caso hablamos de masa molecular relativa.

$$\text{masa molecular relativa} = \frac{\mu}{\frac{1}{12}\alpha\ ^{12}C}$$

Siendo μ masa molecular absoluta

Pero ¿qué significan masas relativas? Analicemos la siguiente analogía:

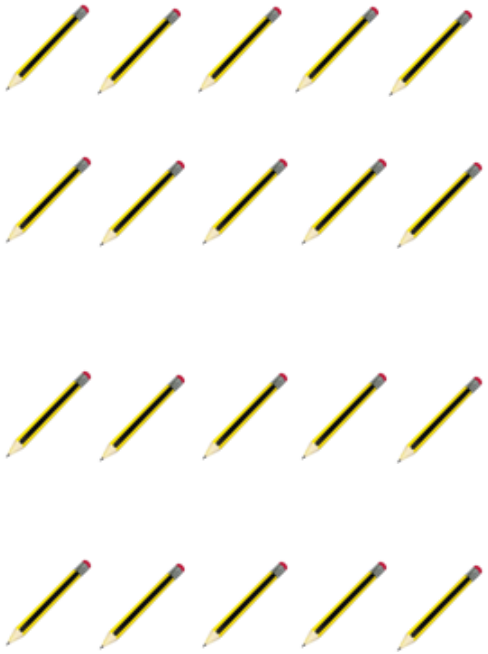
Si decides arbitrariamente que la masa del lápiz es igual a uno (1),

= 1

la masa del libro comparada con la del lápiz será 6 veces mayor

=

y la de mochila 20 veces mayor a la del lápiz aproximadamente.



=

Cada una de estas cantidades son masas relativas, ya que te están indicando cuántas veces las masas de los distintos artículos son mayores que la masa de un lápiz, que has tomado como unidad.

$$\frac{\text{Masa de la mochila}}{\text{Masa del lápiz}} = 20$$

Masa de la mochila = 20 x masa del lápiz

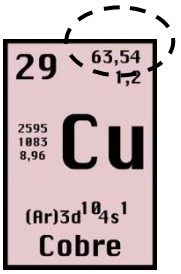
Masa atómica promedio

La mayor parte de los elementos se dan en la naturaleza como mezclas de isótopos. Podemos determinar la ***masa atómica promedio*** de un elemento a partir de las masas atómicas de sus diversos isótopos y de sus abundancias relativas. Por ejemplo, el carbono natural se compone de un 98,93% de ^{12}C y de 1,07% de ^{13}C. Las masas de estos núclidos son 12 uma (exactamente) y 13,00335 uma, respectivamente. Para calcular la masa atómica promedio para el carbono, podemos utilizar la siguiente expresión matemática:

$$m_{at\,(promedio)} = \frac{\sum(x_{i\%} \cdot m_{at\,i})}{100}$$

Donde: $x_{i\%}$: es la composición porcentual del isótopo correspondiente; m_{ati}: masa del isótopo i

De esta forma, las masas atómicas promedio (expresada en uma) de todos los elementos conocidos, constituyen un promedio ponderado, que tiene en cuenta la abundancia en la naturaleza de los distintos isótopos del elemento considerado y que, por regla general, se consigna en la Tabla Periódica junto a cada símbolo. Como ejemplo te mostramos la información extraída de la tabla periódica para el cobre. El valor señalado con el círculo de líneas discontinuas corresponde a la masa atómica promedio para el cobre: 63,54 uma



Por ejemplo, el elemento oxígeno presenta tres isótopos:

Isótopo	Masa atómica relativa (uma)	Abundancia en la naturaleza (%)
^{16}O	15,994915	99,7587
^{17}O	16,999133	0,0374
^{18}O	17,99916	0,2049

¿Cuál será la masa atómica promedio del oxígeno?

Aplicamos la expresión: $m_{at\,(promedio)} = \frac{\sum (x_{i\%} . m_{at\,i})}{100}$

$$m\ atómica\ promedio\ del\ O = \frac{(15,994915 x\ 99,7587) + (16,999133 x\ 0,0374) + (17,99916 x\ 0,2049)}{100} = 15,99$$

Si observas tu Tabla Periódica, verás que ése es el valor de masa atómica que figura para el oxígeno.

Decir que el O tiene una m_{at} =15,9998 significa que el átomo de O es 15,9998 veces más pesado que 1 uma.

Masa Molecular

Del mismo modo podemos determinar la **masa molecular relativa** como el número que expresa cuántas veces es mayor la masa de una molécula que la unidad de masa atómica (uma). Este valor se calcula:

$$masa\ molecular = sumatoria\ del\ producto\ de\ las\ masas\ atómicas\ promedio\ x\ número\ de\ átomos$$

$$m_{molec\ relativa} = \sum (m_{at\ prom} x\ n° \text{ átomos})$$

Para el caso de la molécula de agua: H_2O

Como cada molécula está formada por dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno, podemos calcular la masa molecular de la siguiente forma:

m_H = 1,008 x 2 = 2,016

m_O = 15,9998 ⇒ 2,016 + 15,9998 = 18,0158

La masa molecular del agua es aproximadamente 18. Esto quiere decir que es 18 veces más pesada que la uma (unidad de masa atómica).

¿Cuál será la masa molecular del sulfato de aluminio?

EL NÚMERO DE AVOGADRO Y EL MOL

Por más pequeña que sea la muestra que usemos en el laboratorio, siempre contiene una gran cantidad de átomos, iones o moléculas. Por ejemplo 5 mL de agua contiene 2.10^{23} moléculas de agua, es decir **200.000 TRILLONES de moléculas!!!.** Esta es la razón por la cual los químicos idearon una unidad especial de conteo para describir números tan grandes de átomos o moléculas. Muchas veces en la vida cotidiana empleamos unidades de conteo como la "docena", por ejemplo una docena de naranjas posee 12 naranjas, y en química la unidad de conteo es el **MOL**.

La unidad del sistema internacional para la cantidad de materia es el **Mol.** Se define como la cantidad de materia que contiene tantas partículas elementales (átomos, moléculas, iones u otras partículas) como átomos hay en doce gramos de ^{12}C puro.

$$\frac{12\text{ g de C (g /mol)}}{\alpha\text{ C (g/átomo)}} = 6{,}02\times10^{23}\text{átomos/mol}$$

1 mol = $6{,}022045.10^{23}$ partículas

Un mol es la cantidad de materia que contiene tantas entidades elementales (átomos, iones o moléculas) como átomos hay exactamente en 12g de ^{12}C puros

Este valor ha sido determinado a través de numerosos experimentos y se lo conoce como Número de Avogadro (NA) en honor a Amadeo Avogadro (1776 – 1856).

$$\mathbf{N_A} = 6{,}02.10^{23} \text{ (átomos, moléculas, iones)}$$

Para lograr comprender la inmensidad del N_A se dice que si colocáramos **$6{,}02x10^{23}$** de monedas de un centavo, una al lado de la otra en línea recta, rodearíamos a la tierra unas 300 billones de veces.
Un mol de átomos de carbono pesa entonces 12 g y contiene $6{,}02.10^{23}$ átomos.
Un mol de átomos de azufre contendrá también $6{,}02x10^{23}$ átomos, y un mol de átomos de cloro contendrá $6{,}02x10^{23}$ átomos.

Pero, podemos también referirnos a un mol de moléculas, o de iones, o de electrones, y todos ellos contendrán el Número de Avogadro de partículas, por lo que se hace necesario aclarar, cuando nos referimos a un mol, el tipo de partícula a la que hacemos referencia.

1 mol de átomos de ^{12}C = **$6{,}02 \times 10^{23}$** átomos de ^{12}C

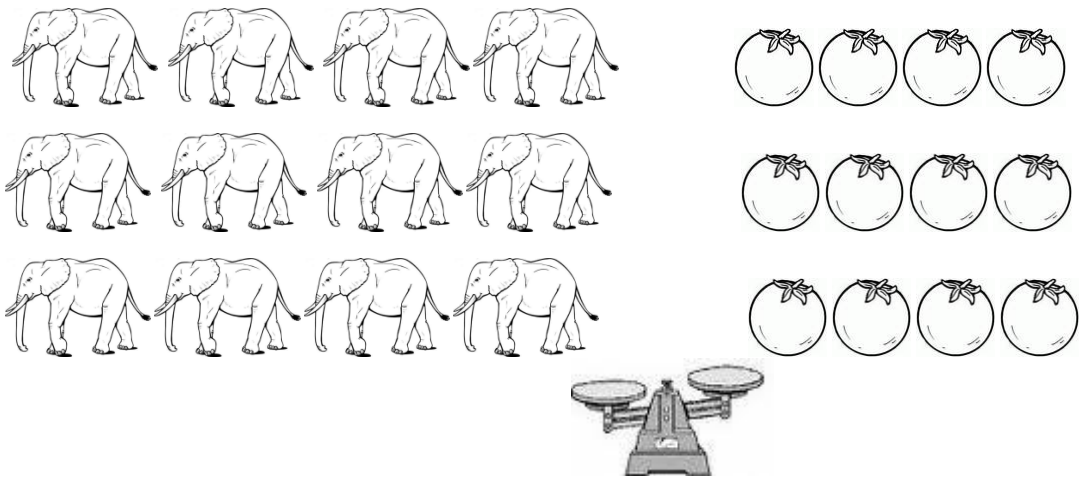
1 mol de moléculas de H_2O = **$6{,}0\ 2x\ 10^{23}$** moléculas de H_2O

1 mol de iones de SO_4^{2-} = **$6{,}02 \times 10^{23}$** iones de SO_4^{2-}

Fig.4.1: cada uno de los Erlenmeyer que se ve en la imagen, contiene una sustancia diferente. En todos los casos se tiene un mol de la misma.

MASA MOLAR (m_M)

Una docena de naranjas y una docena de elefantes tienen el mismo número de elementos, sin embargo, está más que claro, que no poseen la misma masa.



Si esto lo trasladamos a la química el mol siempre tiene el **mismo número de elementos**, pero si consideramos **moles de diferentes sustancias** obviamente, tendrán **masas también diferentes**.

Un solo átomo de ^{12}C tiene una masa atómica relativa de 12 uma, con lo cual podemos calcular la masa expresada en gramos de un mol de átomos de ^{12}C, teniendo presente que uma equivale a 1,66 $x10^{-24}$ g y realizando el siguiente cálculo:

Masa expresada en g de un mol de átomos de

$$^{12}C = 12\frac{uma}{átomo} \times 6{,}02 \times 10^{23}\frac{átomos}{mol} = 72{,}24.10^{23}\frac{uma}{mol}$$

$$72{,}24 \times 10^{23}\frac{uma}{mol} \times 1{,}66 \times 10^{-24}\frac{g}{uma} = 12\frac{g}{mol}$$

Curiosamente la masa expresada en gramos de un mol de átomos de ^{12}C, es numéricamente igual a la masa atómica relativa de ese elemento.

Si se hace lo mismo para otro elemento diferente, por ejemplo el Mg cuya masa atómica relativa es 24 uma:

Masa expresada en g de un mol de átomos de

$$Mg = 24\frac{uma}{átomo} \times 6{,}02 \times 10^{23}\frac{átomos}{mol} = 144{,}48\frac{uma}{mol}$$

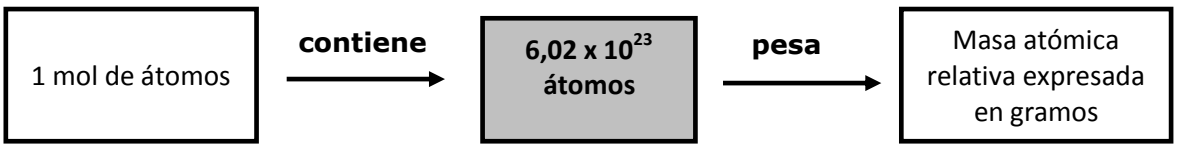
$$144{,}48\frac{uma}{mol} \times 1{,}66 \times 10^{-24}\frac{g}{uma} = 24\frac{g}{mol}$$

Como se puede observar en los dos casos, la masa en gramos de un mol de átomos del elemento, coincide con el valor numérico de la masa atómica relativa de dichos elementos. Esto se verifica para cualquier elemento, por lo que se puede generalizar:

Por ejemplo:

1 átomo de azufre tiene una masa relativa de **32** uma ⟶ 1 mol de átomos de azufre pesa **32**g
1 átomo de Cloro tiene una masa relativa de **35.5** uma ⟶ 1 mol de átomos de cloro pesa **35,5**g
1 átomo de aluminio tiene una masa relativa de **27** uma ⟶ 1 mol de átomos de aluminio pesa **27** g

La masa de un mol de átomos de cualquier elemento es igual a la masa atómica relativa de ese elemento, expresada en gramos



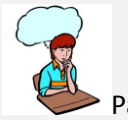
¿Cuánto pesará un átomo de sodio?

Sabemos que $6{,}02.10^{23}$ átomos pesan 23 g. Por lo que podemos establecer la siguiente relación:

$$\frac{6{,}02\times10^{23}\,\text{átomos}}{23\,\text{g}} = \frac{1\,\text{átomo}}{\text{x g}}$$

$$\text{x} = \frac{1\,\text{átomo}\times 23\text{g}}{6{,}02.\times10^{23}\,\text{átomos}} = 3{,}8.10^{-23}\text{g}$$

Lógicamente, tal como podíamos presumir, es este un valor extremadamente pequeño.



Para que pienses:

¿Qué contiene más moléculas, un mol de agua o un mol de glucosa

¿Qué tendrá más masa, un mol de H_2O o un mol de glucosa ($C_6H_{12}O_6$)?

¿Cuál es la masa en gramos de 1 mol de glucosa ($C_6H_{12}O_6$)?

6 átomos de C = 6x (12 uma) =	72 uma
12 átomos de H = 12 x (1 uma) =	12 uma
6 átomos de O = 6 x (16 uma) =	96 uma
180 uma	

Debido a que la glucosa tiene un masa molecular relativa de 180 uma, un mol de la misma tiene una masa de 180 g, en otras palabras la glucosa tiene una masa molar **(m_M)** de **180 g/ mol**

¿Podrías calcular la masa absoluta (α) de un átomo de potasio? ¿Qué información necesitarías para calcularla?

Para otras clases de especies químicas existe la misma relación numérica entre su masa molecular relativa expresada en (uma) y la masa en (gramos) de un mol de dicha especie **(m_M).**
Por lo tanto:

1 molécula de agua tiene una masa relativa de **18** uma ⟶ 1 mol de moléculas de agua pesa **18**g

1 anión NO_3^- posee una masa relativa de **62** uma ⟶ 1 mol de NO_3^- pesa **62**g

1 unidad fórmula de NaCl tiene una masa relativa de **58,5** uma ⟶ 1 mol de NaCl pesa **58.5** g

Las conversiones de masas a moles y de moles a masa, son bastante frecuentes, para poder concretar dichos cálculos, necesitamos el concepto de mol. Por ejemplo:

Conversión de gramos a moles

Calcula el n° de moles de glucosa que se encuentran en 5,38 g de glucosa

A través del ejercicio anterior sabemos que la masa molar de esta especie química es 180g/mol, por lo que:

$$\frac{180\ \text{g}\ C_6H_{12}O_6}{1\ \text{mol}} = \frac{5{,}38\ \text{g}\ C_6H_{12}O_6}{\text{x moles}}$$

$$\text{x moles}\ C_6H_{12}O_6 = \frac{1\ \text{mol}\ C_6H_{12}O_6 \times 5{,}38\ \text{g}\ C_6H_{12}O_6}{180\ \text{g}\ C_6H_{12}O_6} = 0{,}03\ \text{moles de}\ C_6H_{12}O_6$$

moles de glucosa = 0,03 moles

Conversión de moles a gramos

Calcula la masa en gramos de 0,433 moles de nitrato de calcio

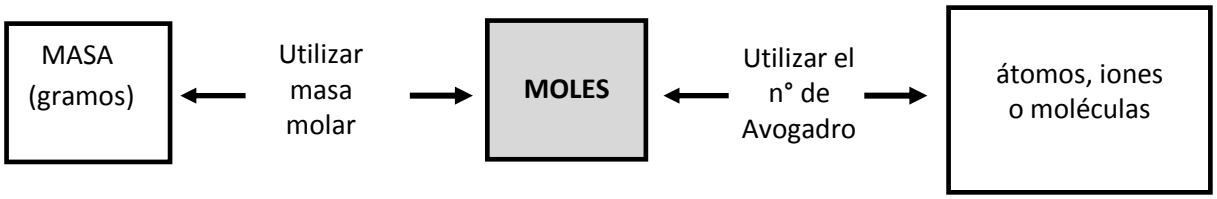
En este caso también necesitamos la masa molar, la cual en este caso es de 164,1 g/mol

$$\frac{1\text{mol}\ Ca\left(NO_3\right)_2}{164\text{g}} = \frac{0{,}433\ \text{moles}\ Ca\left(NO_3\right)_2}{\text{X g}}$$

$$\text{Xgramos de}\ Ca\left(NO_3\right)_2 = \frac{164{,}1\text{g}\ Ca\left(NO_3\right)_2 \times 0.433\ \text{mol}\ Ca\left(NO_3\right)_2}{1\text{mol}\ Ca\left(NO_3\right)_2} = 71{,}1\text{g}\ Ca\left(NO_3\right)_2$$

Masa de nitrato de calcio = 71,1g

El siguiente esquema simboliza los pasajes requeridos para efectuar las conversiones analizadas. Como puede observarse, el n° de moles de la sustancia se halla en el centro de cálculo, por lo tanto, el concepto de mol puede resultar el nexo entre la masa de la sustancia expresada en gramos y el n° de unidades formulares (átomos, moléculas o iones)



¿Cuántas moléculas de glucosa hay en 5,23 g?

Para responder a la pregunta el primer paso que debemos realizar, es convertir 5,23g de glucosa en n° de moles, el cual después podemos convertir en n° de moléculas, para ello debemos tener presente la masa molar de dicha sustancia 180g/mol y además el n° de Avogadro.

$$\frac{180\,\text{g}\,C_6H_{12}O_6}{1\,\text{mol}} = \frac{5{,}23\,\text{g}\,C_6H_{12}O}{\text{x mol}} \Rightarrow \text{xmol} = \frac{5{,}23\,\text{g}\,C_6H_{12}O \times 1\,\text{mol}}{180\,\text{g}\,C_6H_{12}O} = 0{,}03\,\text{moles}\,C_6H_{12}O$$

$$\frac{1\,\text{mol}\,C_6H_{12}O_6}{6{,}02\times10^{23}\,\text{moléculas}} = \frac{0{,}03\,\text{mol}\,C_6H_{12}O_6}{\text{x moléculas}}$$

$$\text{x moléculas} = \frac{0{,}03\ \text{mol}\,C_6H_{12}O_6 \times 6{,}02\times10^{23}\,\text{moléculas}}{1\,\text{mol}\,C_6H_{12}O_6}$$

Moléculas de glucosa=$1{,}75\text{x}10^{22}$

¿Cuántos átomos de oxígeno hay en 5,23g de glucosa?

Para poder responder la pregunta, partimos de que en una molécula de glucosa tenemos 6 átomos de oxígeno, por lo tanto si conocemos el n° de moléculas correspondiente a 5,23g, también podemos determinar el n° de átomos de oxígeno.

$$\frac{6\ \text{átomos de O}}{1\ \text{molécula } C_6H_{12}O_6} = \frac{X\ \text{átomos de O}}{1{,}75 \times 10^{22}\ \text{moléculas } C_6H_{12}O_6}$$

$$X\ \text{átomos de oxígeno} = \frac{6\ \text{átomos de O} \times 1{,}75 \times 10^{22}\ \text{moléculas de } C_6H_{12}O_6}{1\ \text{molécula de } C_6H_{12}O_6} = 1{,}05 \times 10^{23}$$

Átomos de O= $1{,}05 \times 10^{23}$

Composición porcentual

Ocasionalmente, debemos calcular la composición porcentual de un compuesto, es decir, el porcentaje de la masa que corresponde a cada elemento presente en la sustancia. El cálculo es sencillo, si se conoce su fórmula química.
La composición porcentual se obtiene al dividir la masa de cada elemento contenida en 1 mol del compuesto entre la masa molar del compuesto y multiplicando por 100.

Dicho cálculo depende de la masa molar (m_M) de la sustancia, las masas atómicas de los elementos que intervienen y el número de átomos de ese elemento que están en la fórmula química y lo podemos resumir en la siguiente expresión:

$$\%\text{elemento} = \frac{\text{n x masa de un mol de átomos del elemento}}{m_M \text{ de la sustancia}} \text{x} 100$$

donde *n* es el número de moles del elemento contenidos en 1 mol del compuesto.

Ejemplo: calcula el porcentaje en masa del nitrógeno en el nitrato de calcio.

a) Conocida la fórmula química: $Ca(NO_3)_2$ y apoyándonos en la Tabla Periódica para obtener las masas atómicas de cada uno de los elementos componentes, aplicamos la expresión algebraica anterior:

b) m_M del $Ca(NO_3)_2$ =164 g/mol

c) $$\%N = \frac{2x14\,g/mol}{164\ g/mol} x100 = 17,1\%$$

Para la misma sal, calcula el porcentaje en masa del calcio y del oxígeno.

¿Cómo podrías comprobar si los resultados obtenidos son lógicos?

Vivimos en el fondo de un mar de aire

Evangelista Torricelli

ESTADO GASEOSO

ESTADO GASEOSO

En ciertas condiciones de presión y temperatura, es posible que la mayoría de las sustancias existan en alguno de los tres estados de la materia: sólido, líquido o gaseoso.

Los gases son en diversos aspectos mucho más sencillos que los líquidos y los sólidos. El movimiento molecular de los gases resulta totalmente aleatorio y las fuerzas de atracción entre sus moléculas son tan pequeñas que cada una se mueve en forma libre y fundamentalmente independiente de las otras. Sujetos a cambios de temperatura y presión, se comportan en forma más previsible que los sólidos y los líquidos.

En muchos sentidos, los gases son la forma de materia que es más fácil entender. Aunque diferentes sustancias gaseosas puedan tener muy distintas propiedades químicas, se comportan de forma muy similar en lo que a sus propiedades físicas respecta, particularmente a presiones bajas.

Esta relativa sencillez del estado gaseoso es un buen punto de partida si queremos entender las propiedades de la materia en términos de su composición atómica y molecular.

Un gas se caracteriza por:

a) No tener forma propia: adopta la del recipiente que lo contiene.

b) No tener volumen fijo: ocupa todo el volumen del recipiente.

c) Es fácilmente compresible pero también es capaz de expansión infinita. Es decir, se comprime o se expande en la medida en que lo hace su recipiente. Además se expande cuando se calienta y se comprime cuando se enfría.

d) Difunde fácilmente en otro. Por lo tanto los gases se mezclan y forman siempre mezclas homogéneas.

e) Ejerce presión. Las moléculas gaseosas están en constante movimiento, por eso ejercen presión sobre cualquier superficie con la que entran en contacto. La presión se define entonces como la fuerza ejercida por un gas sobre la unidad de superficie

Variables que caracterizan el estado gaseoso

Diversos experimentos realizados con un gran número de gases revelan que se necesitan cuatro variables para caracterizar el estado de una masa gaseosa: la temperatura, la presión, el volumen y la cantidad de gas.

- **Temperatura**

Según la teoría cinética, la temperatura es una medida de la energía cinética media de los átomos y moléculas que constituyen un sistema. Dado que la energía cinética depende de la velocidad, podemos decir que la temperatura está relacionada con las velocidades medias de las moléculas del gas.

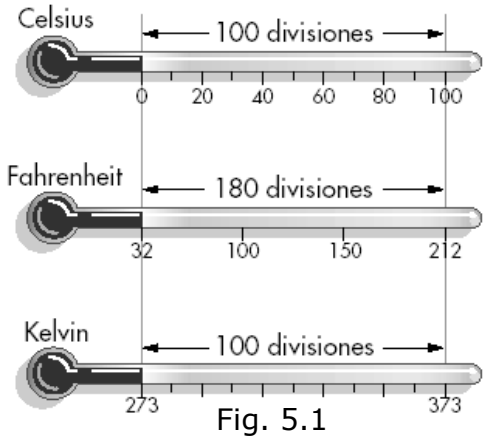


Fig. 5.1

Hay varias escalas para medir la temperatura; las más conocidas y utilizadas son las escalas Celsius (ºC), Kelvin (K) y Fahrenheit (ºF).

Como se observa en la figura 5.1, la escala Celsius divide en 100 grados el intervalo comprendido entre el punto normal de congelación (0 °C) y el punto normal de ebullición del agua (100 °C).

El *kelvin* es la unidad fundamental del SI de la temperatura; es la **escala de temperatura absoluta**; lo

cual significa que el cero en la escala Kelvin, denotado por 0 K, es la temperatura teórica más baja que puede obtenerse.

Tanto la escala Celsius como la Kelvin tienen unidades de igual magnitud; es decir un grado Celsius equivale a un grado kelvin. Los datos experimentales han demostrado que el cero absoluto en la escala Kelvin equivale a -273,15°C en la escala Celsius.

En este curso, sólo utilizaremos las escalas Celsius y Kelvin y, por simplicidad, consideraremos la equivalencia: 0 K =-273 °C, de manera que para llevar la temperatura de la escala Celsius a la Kelvin se debe sumar 273. Por ejemplo 15 º C en escala absoluta sería: 15 ºC + 273 = 288 K

Ahora resuelve: Cálculos de T(K)

- ¿A qué temperatura en la escala Kelvin corresponderán 25 ºC?

- Si, por el contrario, quisiera transformar la temperatura de la escala Kelvin a la escala Celsius, ¿qué debería hacer?

- **Presión**

En Física, llamamos presión a la fuerza ejercida sobre la unidad de superficie: p =f/s

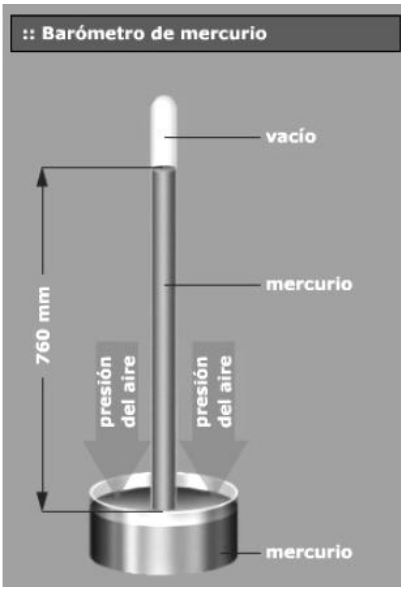


Fig. 5.2

Dado que en el Sistema Internacional la unidad de fuerza es el newton (N) y la de superficie es el metro cuadrado (m^2), la unidad resultante para la presión es el newton por metro cuadrado (N/m^2) que recibe el nombre de pascal (Pa)$\Rightarrow$ 1 Pa = 1 N/m^2

Otra unidad muy utilizada para medir la presión, aunque no pertenece al Sistema Internacional, es el milímetro de mercurio (mmHg) que representa una presión equivalente al peso de una columna de mercurio de 1 mm de altura. Esta unidad está relacionada con la experiencia de Torricelli que encontró, utilizando un barómetro de mercurio, que a nivel del mar la **presión atmosférica** o **presión normal** era equivalente a la ejercida por una columna de mercurio de 760 mm de altura (figura 5.2).

1 atm = 760 mm Hg

Se lee 1 atmósfera equivale a 760 milímetros de mercurio.

La unidad mmHg también se llama “Torricelli” = torr

El siguiente cuadro muestra la relación entre las distintas

unidades de presión y su simbología:

1 atm = 760 mm Hg = 760 torr = 1013 hPa= 1,013 .10^5 Pa

- **Volumen de gas**

Un gas se caracteriza por no tener forma propia, adoptando la del recipiente que lo contiene. Asimismo, no tiene volumen fijo, por lo que ocupa todo el volumen del recipiente.

El volumen de un gas depende del recipiente que lo contiene. Decir que el volumen de un gas ha cambiado, es equivalente a decir que ha cambiado la capacidad del recipiente que lo contiene.

En el laboratorio se utilizan frecuentemente jeringuillas como recipientes de volumen variable cuando se quiere experimentar con gases.

Hay muchas unidades para medir el volumen: litro (L), mililitro (mL), centímetro cúbico (cm^3), metro cúbico (m^3). Algunas equivalencias son: 1L = 1000 mL. Como 1 L es equivalente a 1 dm^3, es decir a 1000 cm^3, tenemos que el mL y el cm^3 son unidades equivalentes.

- **Cantidad de gas**

La cantidad de gas está relacionada con el número total de moléculas que se encuentran en un recipiente. La unidad que utilizamos para medir la cantidad de gas es el **mol**.

Recordemos que un mol es una cantidad igual al llamado número de Avogadro:

1 mol de moléculas= $6{,}02 \cdot 10^{23}$ moléculas

1 mol de átomos= $6{,}02 \cdot 10^{23}$ átomos

¡¡¡ 602.000.000.000.000.000.000.000 !!!

Como ya hemos visto, la masa molar (m_M) es la masa de un mol. Un mol de moléculas (también llamado simplemente mol) contiene el número de Avogadro de moléculas, y pesa la masa molecular, expresada en gramos.

Por ejemplo:

1 mol de oxígeno molecular (O_2) contiene 6,02. 10^{23} moléculas y pesa 32 g/mol

Ahora resuelve:

- ¿Cuántos moles de amoníaco contiene 10 g del mismo?

- ¿Cuántas moléculas tiene esa misma cantidad de amoníaco?

LEYES DE LOS GASES

El comportamiento de los gases se resume en las **leyes de los gases** y puede explicarse mediante la **Teoría cinético - molecular**, enunciada por Rudolf Clausius en 1857.

De acuerdo a esta teoría, los gases están formados por partículas muy pequeñas llamadas moléculas, muy distanciadas entre sí. Las moléculas de un gas se mueven a velocidades muy elevadas, en forma totalmente aleatoria. La presión es el resultado del choque de las moléculas contra las paredes del recipiente que contiene el gas. No existen fuerzas de atracción entre las moléculas de un gas ideal.

Las ecuaciones que expresan las relaciones entre T (temperatura absoluta), P (presión), V(volumen) y la cantidad de gas, se conocen como las **leyes de los gases**.

La primera medición de las propiedades de los gases la realizó el científico Roberto Boyle en 1662 cuando investigó el efecto de la presión sobre el volumen. Un siglo y medio más tarde, un nuevo pasatiempo, un viaje en globo aerostático, inspiró a dos científicos franceses J. Charles y L. Gay-Lussac en la formulación de leyes adicionales de los gases. Ellos midieron cómo la temperatura de un gas afecta su presión, volumen y densidad.

En condiciones de bajas presiones y temperaturas, los gases cumplen exactamente con estas leyes y en tal caso se les llama gases "ideales". En otras condiciones experimentales (más extremas) se producen ligeras desviaciones de la idealidad y en esos casos se estudian como gases "reales". En los cálculos que realicemos, consideraremos que los gases se comportan como ideales.

Leyes de los gases

Las primeras leyes relacionaron dos variables manteniendo constantes las otras dos.

1ª Ley: LEY DE BOYLE: Presión y volumen

Boyle tomó un tubo en forma de "J" con una cantidad de gas atrapada detrás de una columna de mercurio. Cambió la presión a la que estaba sometido el gas, agregando mercurio al tubo. Boyle concluyó que el volumen de una cantidad determinada de gas, disminuye cuando la presión aumenta.

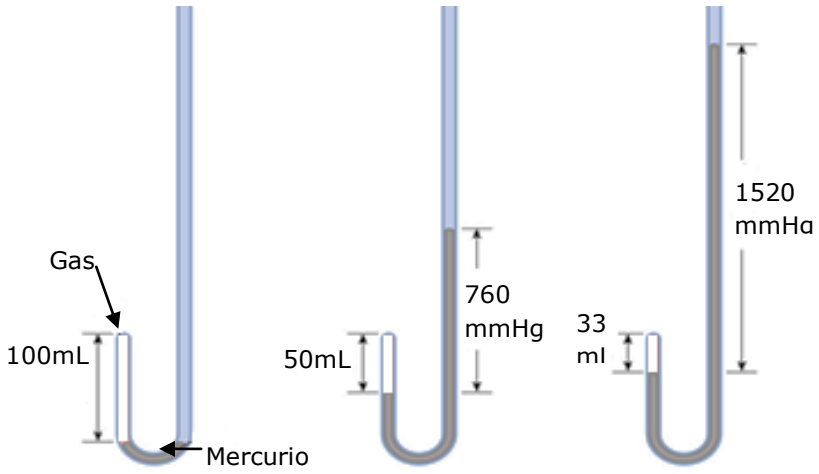


Fig. 5.3: Experiencia de Boyle

Estas experiencias le permitieron a Boyle establecer la ley cuyo enunciado es:

"Los volúmenes ocupados por una determinada masa de gas seco, a temperatura constante, son inversamente proporcionales a las presiones que soportan".

$$P \propto \frac{1}{V}$$ El signo "$\propto$" significa "proporcional a……"

Una proporcionalidad puede convertirse en una igualdad introduciendo una constante de proporcionalidad:

$$P \propto \frac{1}{V} \Rightarrow \quad P = \frac{cte}{V}$$

o lo que es lo mismo **P . V = *cte***

El valor de la constante depende de la temperatura y de la cantidad del gas presente

Esta es la expresión matemática de la **ley de Boyle**.

La ley implica que si comprimimos una determinada masa de gas a temperatura constante a la mitad de su volumen inicial, la presión del gas se duplicará.

Esta misma dependencia se muestra en la figura 5.4.

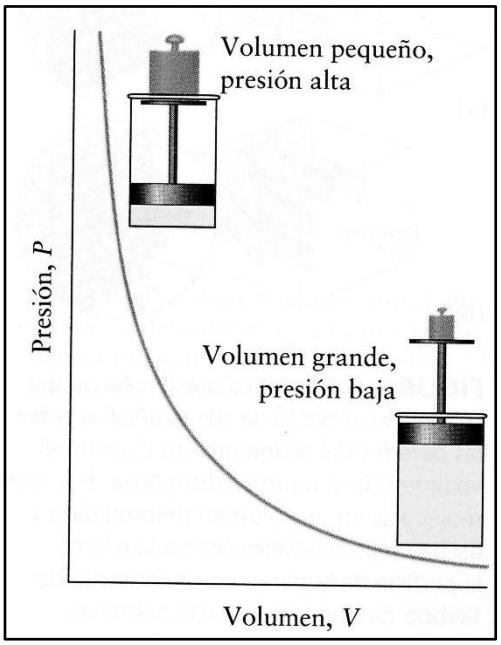
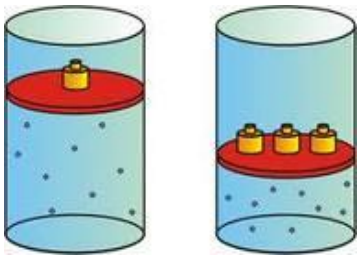


Fig.: .5.4

La curva dibujada se denomina **isoterma**, un término general para la curva de variación de una propiedad a temperatura constante.

Aunque los valores individuales de presión y volumen pueden variar mucho para una muestra dada de gas, siempre que la temperatura permanezca constante y la cantidad de gas no cambie, el producto de P.V será igual a la misma constante. Por consiguiente, para una misma muestra de gas bajo dos condiciones o estados diferentes, a temperatura constante, se tiene:



$P_1 \cdot V_1 = cte$

$P_2 \cdot V_2 = cte$

$\Rightarrow$ **$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$**

Una aplicación común de esta ley, es predecir, con base en la ecuación, en qué forma se afectará el volumen de un gas por un cambio de presión, o como impactará la presión ejercida por un gas mediante el cambio de volumen.

Te proponemos a partir del siguiente ejercicio analizar lo visto hasta ahora:

Ejercicio 1:
Un globo inflado con un volumen de 0,55 L a nivel del mar (1 atm) se deja elevar a una altura de 6,5 km donde la presión es de 0,4 atm. Suponiendo que la temperatura permanece constante, ¿cuál será el volumen del globo?

Resolución:

Nos proponemos: Calcular el volumen final del globo.

Veamos cómo abordar la resolución del ítem. Algunas preguntas te servirán para saber si has comprendido el problema.

- ¿Cuál es tu incógnita?

  Necesitas calcular el volumen final del gas.

- ¿Qué datos proporciona el enunciado?

  Volumen inicial del globo: 0,55 L

  Presión inicial: 1 atm

  Altura inicial: nivel del mar

  Temperatura: constante

  Altura final: 6,5 km

  Presión final: 0,4 atm

¿Todos estos datos son necesarios para resolver el problema?

Como habrás notado la temperatura permanece constante, hay una variación en la presión, por lo tanto se modifica el volumen según la ley de Boyle. Al aplicar dicha ley, no es necesario tener en cuenta la altura inicial o final, por lo que este dato no es necesario utilizarlo.

Para facilitar la comprensión es conveniente tabular las condiciones iniciales y finales:

Estado inicial	Estado final	Cambio
P_1= 1 atm	P_2= 0,4 atm	Disminuye
V_1= 0,55 L	V_2= ?	**¿?**

A continuación aplicamos la expresión $P_1.V_1=P_2.V_2$ y despejamos el volumen deseado (V_2)

$P_1 . V_1 = P_2 . V_2$

$1\ atm . 0{,}55\ L = 0{,}4\ atm . V_2$

$$V_2 = \frac{1\ atm.0{,}55L}{0{,}4\ atm} = 1{,}375\ L$$

Rta= el volumen final del sistema será de 1,375 L

El resultado obtenido es racional porque la presión final es menor que la inicial y en consecuencia el volumen final es mayor. Además debes considerar que en estas aplicaciones puedes emplear las unidades de presión y volumen que desees, siempre y cuando utilices **las mismas unidades** en todo el cálculo que realices.

2ª- Ley: LEY DE CHARLES – GAY- LUSSAC: Temperatura y volumen

Los problemas asociados con los viajes en globo inspiraron a Jacques Charles (1746–1823) y Joseph Gay-Lussac (1778-1850), a continuar con los experimentos para mejorar el comportamiento de los globos aerostáticos.

Ambos encontraron que si la presión se mantiene constante, el volumen de un gas aumenta cuando su temperatura se eleva.

Estas experiencias le permitieron a Charles – Gay-Lussac establecer la ley cuyo enunciado es:

"Los volúmenes ocupados por una determinada masa gaseosa, a presión constante, son directamente proporcionales a sus temperaturas absolutas"

A esta ley se le denomina ley de Charles – Gay-Lussac o simplemente **ley de Charles**.

$V \propto T$

El signo "$\propto$" significa "proporcional a"…

Una proporcionalidad puede convertirse en una igualdad introduciendo una constante de proporcionalidad:

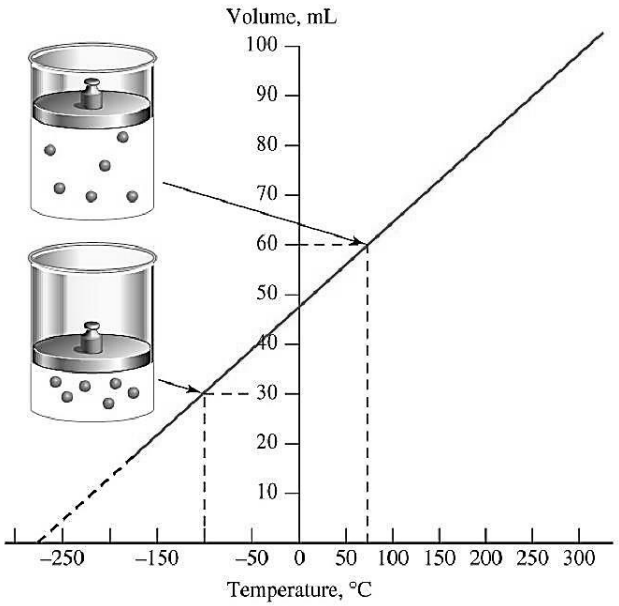
$V \propto T \Rightarrow V = cte\ . T$

o lo que es lo mismo $\frac{V}{T} = cte$

El valor de la constante depende de la presión y de la cantidad del gas presente

En el siguiente gráfico se observa que cuando la temperatura de un gas aumenta y su volumen puede cambiar a presión constante, el volumen del mismo aumenta. La representación del volumen en función de la temperatura es una línea recta y recibe el nombre de **isobara.**(fig.5.5)

La prolongación de una línea del gráfico hacia una zona fuera de la región donde se han obtenido los datos se denomina **extrapolación**. En este caso la extrapolación de las líneas rectas para distintos gases a diferentes presiones, lleva a un único punto (figura 5.5). Dicho punto es el corresponde al cero en la escala Kelvin. En consecuencia, la ley de Charles se cumple si usamos la temperatura absoluta en la expresión de la ley.



Aunque los valores individuales de volumen y temperatura pueden variar mucho para una muestra dada de gas, siempre que la presión permanezca constante y la cantidad de gas no cambie, el cociente de V/T será igual a la misma constante. Por consiguiente, para una muestra de un gas bajo dos condiciones distintas, a presión constante se tiene:

$V_1 / T_1 = cte$

$V_2 / T_2 = cte$

$\Rightarrow \quad \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$

Esta igualdad se verifica trabajando con las temperaturas en escala Kelvin!!!!

Una aplicación de esta ley, es predecir, con base en la ecuación, en qué forma se afectará el volumen de una cantidad fija de gas por un cambio de temperatura, o cómo se modificará la temperatura de una cantidad fija de gas mediante la variación de volumen.

Por ejemplo: Interpreta el siguiente ejercicio:

Ejercicio 2:

Se tiene una masa de neón que ocupa 500 mL a 363 K. Si se hace disminuir la temperatura a 5°C sin que varíe la presión, ¿qué ocurrirá con su volumen?

Rta: 383 mL

Las siguientes preguntas te ayudarán para abordar la resolución del problema.

- ¿Cuál es ahora tu incógnita?
- ¿Qué variables se mantienen constantes?
- ¿Podrías ordenar los datos en estado inicial y final?
- ¿Todas las variables están en las mismas unidades?
- ¿Qué ley aplicarás para su cálculo?
- Según la Ley de Charles – Gay-Lussac ¿puedes predecir si el volumen en el estado inicial será mayor, menor o igual al estado final?
- Verifica con el resultado obtenido, tu predicción

3ª- Ley: LEY GAY- LUSSAC*:* Temperatura y presión

También Charles – Gay-Lussac explicaron el efecto de la temperatura sobre la presión de un gas en un recipiente de volumen constante. Ellos establecieron que al aumentar la temperatura del gas, la velocidad de las moléculas aumenta, chocando un mayor número de veces y con mayor fuerza las paredes del recipiente. Por esta razón, el gas ejerce una presión mayor cuando la temperatura aumenta a volumen constante.

La presión que ejerce una cantidad determinada de gas en un recipiente de volumen constante es proporcional a la temperatura absoluta. La representación de presión en función de la temperatura es una línea recta y recibe el nombre de **isocora** como se muestra en la figura 5.6.

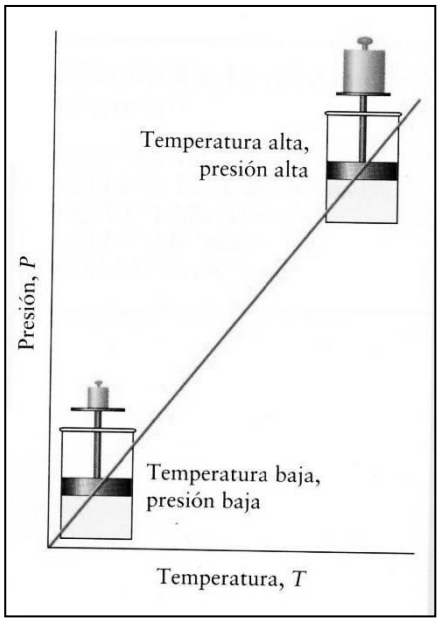


Fig 5.6

De esta manera se puede enunciar:

"La presión que ejerce una determinada cantidad de un gas en un recipiente a volumen constante es directamente proporcional a la temperatura absoluta"

$$P \propto T$$

Como ya hemos estudiado, una proporcionalidad puede convertirse en una igualdad introduciendo una constante de proporcionalidad:

$P \propto T \Rightarrow P = cte \cdot T$

o lo que es lo mismo:

$$\frac{P}{T} = cte$$

Si consideramos para una misma cantidad de gas dos estados, inicial y final, resultará:

$P_1 / T_1 = cte$

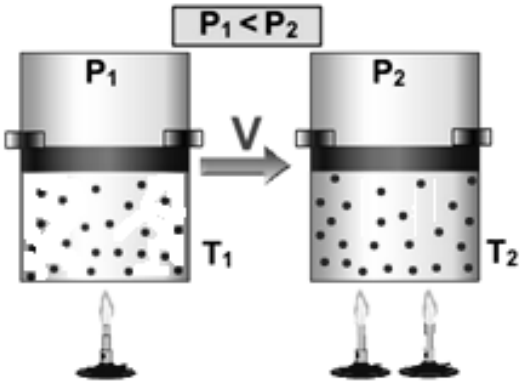
$P_2 / T_2 = cte$

$\Rightarrow$

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Esta igualdad se verifica trabajando con las temperaturas en escala Kelvin!!!!

A continuación te mostramos una representación esquemática, en el cual una misma masa de gas se encuentra confinada en un volumen constante, al que se le aumenta la temperatura…….



$P_1 / T_1 = P_2 / T_2$

Un ejemplo de ejercicio resuelto:

Ejercicio 3:
Tenemos un tanque de acero que contiene amoníaco a 7 °C. Se calienta el tanque, de manera que llega a los 33 °C y alcanza una presión de 800 mmHg. ¿Cuál sería su presión antes de calentarlo?

Resolución:

V= constante

T_1= 7 ºC

P_1=?

T_2= 33 ºC

P_2= 800 mmHg

DATOS

Estado inicial	Estado final	Cambio
P_1= ?	P_2= 800 mmHg	¿?
T_1= 7ºC	T_2= 33 ºC	aumenta

Recuerda pasar la temperatura en escala Celcius a escala Kelvin. T(K) = T (ºC) + 273

T_1= 7 ºC+ 273 = 280 K ; T_2 = 33 ºC + 273 = 306 K

A partir de la fórmula $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$ despejamos la variable que nos falta (P_1).

$$P_1 = \frac{T_1 . P_2}{T_2} = \frac{280\ K . 800\ mmHg}{306\ K} = 732\ mmHg$$

Rta: 732 mmHg habrá sido la presión inicial antes de calentar el tanque.

Expresión unificada

A partir de las leyes anteriormente vistas, en las cuales, se modificaban **dos variables** y manteniendo constantes las otras dos, podemos deducir la relación entre tres variables cuando la masa del gas se mantiene constante. En la siguiente tabla se muestra dicha relación:

Expresión matemática de las leyes de Boyle y Charles – Gay –Lussac*	Variable que permanece constante	Combinación de las tres leyes
$P_1 . V_1 = P_2 . V_2$	Temperatura	$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$
$V_1 / T_1 = V_2 / T_2$	Presión	
$P_1 / T_1 = P_2 / T_2$	Volumen	

* para dos estados cualesquiera de la misma cantidad de gas

Muchas veces se necesitan fijar valores de presión y temperatura que sirvan como valores de referencia (patrones de comparación).

Se fijan así, como valores de referencia:

P_0 = 1 atm

T_0 = 273 K

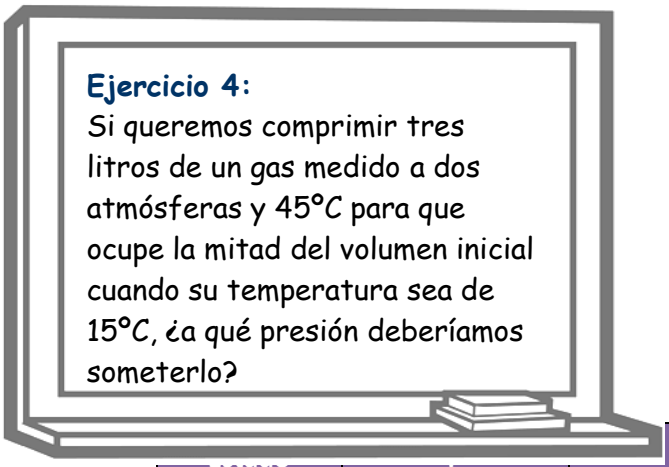
CONDICIONES NORMALES DE PRESIÓN Y TEMPERATURA (C.N.P.T.)

El volumen determinado en esas condiciones se denomina **VOLUMEN NORMAL**, y se simboliza **V_0**

La expresión unificada toma entonces la forma: $\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{P_1 V_1}{T_1}$

V, P y T corresponde a otras condiciones cualesquiera, distintas a las normales.

Analicemos el siguiente ejercicio:



Nos proponemos averiguar la presión a la que deberíamos someter un gas para que ocupe un nuevo volumen a una nueva condición de temperatura.

Inicialmente, recuerda que debes realizar la conversión de unidades de temperatura de ºC a K. T (K) = T (ºC) + 273

Posteriormente tabulamos la información dada en el enunciado del problema

		V	T
Inicial	P_1= 2 atm	V_1=3 L	T_1= 318 K
Final	P_2= ¿?	V_2= V_1/2= 1,5 L	T_2= 288 K

Al observar los datos, nos damos cuenta que trabajamos con tres variables, por lo que para obtener la presión deseada (P_2) aplicamos la expresión unificada:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

despejamos su incógnita y reemplazamos

$$P_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{T_1 . V_2}$$

$$P_2 \text{ atm} = \frac{2\text{atm} . 3\text{L} . 288\text{ K}}{318\text{ K} . 1{,}5\text{ L}} = 3{,}62$$

Respuesta: deberíamos someterlo a 3,62 atm.

4ª Ley: **LEY DE AVOGADRO**

El trabajo del científico italiano Amadeo Avogadro complementó los estudios de Boyle, Charles y Gay-Lussac. En 1811 publicó una **hipótesis** en donde estableció:

"Volúmenes iguales de distintos gases a la misma temperatura y presión contienen igual número de moléculas".

De ahí que el volumen de cualquier gas debe ser proporcional al número de moles de moléculas presentes, es decir:

$$V \propto n \Rightarrow \quad \mathbf{V = n . cte}$$

Esta última es la expresión matemática de la **Ley de Avogadro**, cuyo enunciado es el siguiente:

"El volumen de un gas mantenido a temperatura y presión constantes es directamente proporcional al números de moles del gas"

El volumen ocupado por un mol de cualquier gas en **condiciones normales de presión y temperatura (CNPT),** se denomina **Volumen molar normal**, y tiene un valor de 22,4 L/mol, y se lo simboliza $\mathbf{V_{MN}}$**.**

Por ejemplo, un mol de oxígeno molecular, que pesa 32 g, ocupa un volumen de 22,4 L, en CNPT.

Ahora resuelve:

- ¿Qué volumen ocuparán, en condiciones normales de presión y temperatura, 5 moles de amoníaco?

- ¿Cuántas moléculas tiene esa misma cantidad de amoníaco?

ECUACIÓN GENERAL DEL ESTADO GASEOSO

Esta ecuación explica la relación entre las cuatro variables, la presión (p), el volumen (V), la temperatura (T) y la cantidad de gas (n).

De esta manera es posible combinar las expresiones que relacionan estas variables en una sola expresión matemática. ¿Cómo se hace?

Si reordenamos las leyes anteriormente estudiadas obtendremos la solución.

Esta

Variables que se mantienen constantes	Nombre de la Ley	Expresión matemática	Combinación de las tres leyes
n y T	Ley de Boyle	**P . V = cte**	**P . V = cte n T**
n y P	Ley de Charles Gay-Lussac	**V/ T= cte**	
P y T	Ley de Avogadro	**V / n = cte**	

constante se simboliza con la letra **R** y se denomina constante universal de los gases. La expresión queda de la siguiente manera:

$$\mathbf{p \,.V = n \,.\, R \,.\, T}$$

Esta ecuación se conoce como **Ecuación general del estado gaseoso** y explica la relación entre las cuatro variables P, V, T y n. Conocidas tres de estas variables, queda determinada la cuarta. Esta ecuación expresa satisfactoriamente las propiedades de casi todos los gases en distintas circunstancias, pero no describe con exactitud los gases reales.

Antes de aplicar la ecuación, se debe calcular el valor de **R**, la constante de los gases. A 0ºC (273 K) y 1 atm de presión, muchos gases reales se comportan como un gas ideal. En diversas experiencias realizadas, se demuestra que en esas condiciones, 1 mol de un gas ideal ocupa un volumen de 22,4 L.

Si despejamos **R** de la ecuación general del estado gaseoso:

$$\mathbf{P \,.V = n \,.\, R \,.\, T}$$

$$\mathbf{R} = \frac{1 \text{ atm} \,.\, 22{,}4 \text{ L}}{1 \text{ mol} \,.\, 273 \text{ K}} = 0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{K}^{-1}$$

También se puede expresar en otras unidades, dependiendo de las unidades de las variables (la temperatura siempre debe expresarse en K y n en mol).

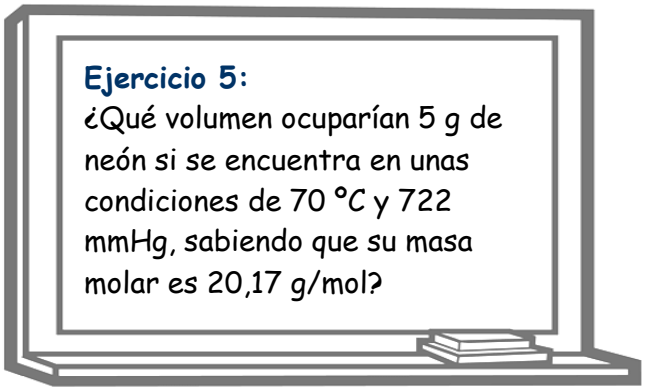
Valores determinados para R
0,082 L. atm/K.mol
62,36 L. mmHg /K.mol
8,314 m^3. Pa /K.mol también como J /K.mol
1,987 cal /K.mol

APLICACIONES DE LA ECUACIÓN GENERAL

Con frecuencia, las leyes de Boyle, Charles y Avogadro bastan para calcular cualquier *cambio* de una muestra de gas. La aplicación de la ecuación general de los gases ideales relaciona las cuatro variables P, V, n y T y describe la muestra de gas **en un conjunto de condiciones.**
A su vez, cuando tenemos compuestos gaseosos a temperaturas y presiones razonables, la ley de los gases ideales permite determinar su masa molar ó su densidad.

A continuación, te proponemos una serie de ejercicios en los cuales veremos las aplicaciones citadas.

➲ Cálculo de alguna de las variables (P, T, V y n) conociendo los valores de tres de ellas.



Datos obtenidos del enunciado:
V=?
t= 70 ºC
P= 722 mmHg
m= 5 g
m_M= 20,17 g/mol

✎ **Resolución:** a partir de las fórmulas: **P .V = n . R . T** y **n= m/m_M**, reemplazamos n y despejamos V.

En todos los casos, en este curso, utilizaremos el valor de R= 0,082 correspondiente a
presión→atm
volumen→ L
temperatura→K
masa→g

El primer paso entonces, será analizar las unidades en que están expresados los datos del problema; de no estar en las mismas unidades que R, habrá que hacer las transformaciones necesarias.

En este ejercicio habrá que hacer la transformación de unidades para la temperatura y la presión:

→T= t + 273 ⇒ 70 °C + 273= 343 K

$$\rightarrow P = \frac{722\ mmHg}{760\ mmHg/atm} = 0{,}95\ atm$$

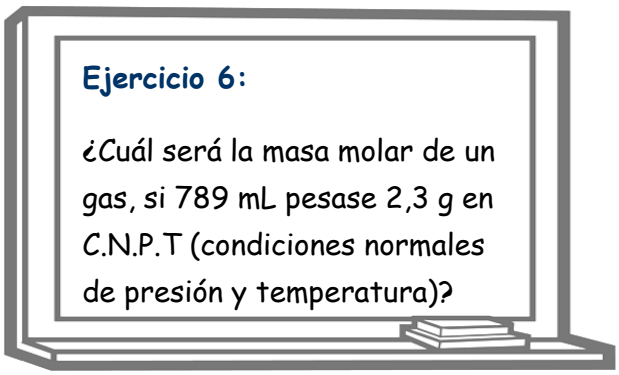
El siguiente paso será, a partir de la expresión algebraica, despejar la incógnita y reemplazar con los valores correspondientes:

$$P.V = \frac{m}{m_M}.R.T$$

$$V = \frac{n \,.\, R \,.\, T}{m_M \,.\, P} = \frac{5\ g \,.\, \mathbf{0{,}082}\ atm\ L/mol\ K \,.\, \mathbf{343}\ K}{20{,}17\ g/mol \,.\ 0{,}95\ atm} = 7{,}34\ L$$

Respuesta: 7,34 L ocuparían los 5 g de neón en esas condiciones.

➲ Cálculo de la masa molar



Resolución: recuerda en primer lugar extraer los datos del problema:
Encuentras que hay datos explícitos
V=789 mL y m= 2,3 g
y también hay en este caso datos implícitos de la temperatura y la presión ¿cuáles son dichos valores?
Si el gas está en C.N.P.T significa que se encuentra a T=273 K y P= 1 atm.

A partir de la ecuación general teniendo en cuenta la relación entre número de moles y masa molar:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \qquad n = \frac{m}{m_M} \qquad \Rightarrow \qquad P \cdot V = \frac{m}{m_M} \cdot R \cdot T$$

$$\text{podemos despejar:} \qquad m_M = \frac{m}{P.V}\ R.T$$

Recuerda pasar el volumen de mL a L

$$m_M = \frac{2{,}3\,g}{1\,atm.0{,}789\,L} \cdot 0{,}082\,\frac{atm\,L}{mol\,K}.273\,K = 65{,}26\,\frac{g}{mol}$$

Respuesta: la masa molar del gas es de 65,26 g/mol

➲ Determinación de la densidad a partir de su definición:

Ejercicio 7:

Calcular la densidad del O_2 cuando se encuentra a 40 °C y 2280 mmHg, sabiendo que su masa molar es 32 g/mol.

✎ **Resolución:** los datos aportados por el problema son: t= 40 ºC

P= 2280 mmHg

m_M= 32 g/mol

Habrá que transformar la presión y temperatura:

Presión:

$$P = \frac{2280\ mmHg}{760\ {}^{mmHg}/_{atm}} = 3atm$$

Temperatura: T= 40 ºC + 273 = 313 K

Ahora podemos realizar los cálculos: la densidad se calcula $\delta = \frac{m}{V}$

$$reemplazando\ en \quad P.V = \frac{m}{m_M} R.T$$

$$\delta = \frac{m}{V} = \frac{P.m_M}{R.T}$$

$$podemos\ calcular: \delta = \frac{m}{V} = \frac{3\ atm.32\ g/mol}{0{,}082\ \frac{atm\ L}{mol\ K}.313\ K} = 3{,}74 g/L$$

Respuesta: la densidad del gas es de 3,74 g/L

MEZCLA DE GASES

¿Sabes que contiene el aire que respiramos?

Seguramente has leído que no es oxígeno puro, sino que además contiene nitrógeno, algo de dióxido de carbono, vapor de agua, entre otros. Es decir, el aire es una mezcla de gases.

Una mezcla de gases que no reaccionan unos con otros, se comporta como un único gas puro y las leyes que has estudiado hasta ahora, para gases individuales, también las puedes aplicar para las mezclas de gases, pero debes tener otros conocimientos.

Dalton fue el primero que estudió cómo calcular la presión de una mezcla de gases, y así enunció la LEY DE LAS PRESIONES PARCIALES

"La presión total de una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones parciales de sus componentes"

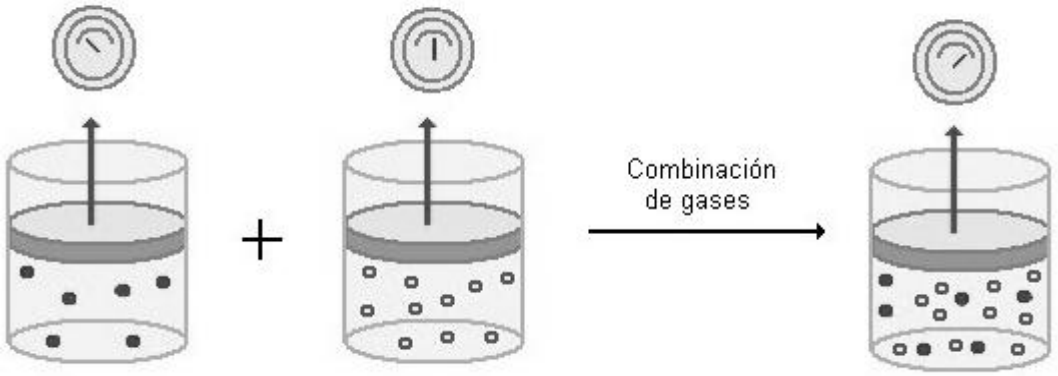
La presión parcial de un componente en una mezcla de gases es la presión que ejercería dicho componente, si él solo ocupara el volumen de la mezcla a la misma temperatura.

Si p_1, p_2, p_3, etc., son las presiones parciales de los gases componentes de una mezcla, podemos escribir la ley de Dalton como sigue:

$$P_T = p_1 + p_2 + p_3 + ...$$

P_T: presión total

Suponiendo una mezcla de dos gases y que ambos obedecen a la ecuación general del estado gaseoso, podemos escribir:



P_1 P_2 P_T

$$P_1 = n_1\left(\frac{R \cdot T}{V}\right); \qquad P_2 = n_2\left(\frac{R \cdot T}{V}\right); \qquad P_T = n_T\left(\frac{R \cdot T}{V}\right)$$

Todos los gases de la mezcla están a la misma temperatura y ocupan el mismo volumen, por lo tanto sustituyendo en la ecuación anterior:

$$P_T = (n_1 + n_2) \cdot \left(\frac{R \cdot T}{V}\right) = n_T \cdot \left(\frac{R \cdot T}{V}\right)$$

Es decir, la presión total a temperatura y volumen constantes está determinada por el número total de moles presentes, sea que dicho total represente un solo gas o una mezcla.

Presiones parciales y fracciones molares

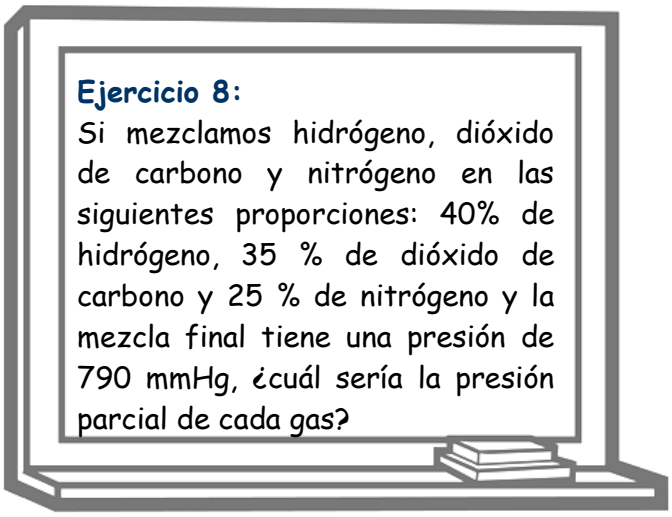
Puesto que cada gas de una mezcla tiene un comportamiento independiente, es fácil relacionar la cantidad de un gas en una mezcla con su presión parcial, y así se puede escribir:

$$\frac{P_i}{P_T} = \frac{n_i \cdot \left(\frac{R \cdot T}{V}\right)}{n_T \cdot \left(\frac{R \cdot T}{V}\right)} = \frac{n_i}{n_T}$$

El cociente n_i/n_T se denomina fracción molar del gas i y se representa X_i. Es un número adimensional que expresa la relación entre el número de moles de un componente y el número total de moles de la mezcla.
Si reordenamos la ecuación anterior:

$$P_i = \left(\frac{n_i}{n_T}\right) \cdot P_T = x_i \cdot P_T$$

Así la presión parcial de un gas en una mezcla, es su fracción molar multiplicada por la presión total.



✎ **Resolución:** Primero veremos los datos que nos aporta el enunciado

Para cada 100 volúmenes de mezcla a P_T 790 mmHg hay:
40 volúmenes de H_2
35 volúmenes de CO_2
25 volúmenes de N_2
Presiones parciales: ¿??

- Para calcular las presiones parciales sólo hay que calcular la proporción que le corresponde a cada gas, según el porcentaje que se encuentra en la mezcla:

Presión parcial de hidrógeno= 790 mmHg . 40/100 = 316 mmHg

Presión parcial de dióxido de carbono= 790 mmHg . 35/100 = 276,5 mmHg

Presión parcial de nitrógeno= 790 mmHg . 25/100 = 197,5 mmHg

- Para comprobar que los resultados son correctos, sabemos que:

Presión total = suma de presiones parciales:

Por lo tanto: 197,5 mmHg + 276,5 mmHg + 316 mmHg = 790 mmHg

ESTEQUIOMETRÍA

Es de fundamental interés para las personas que hacen química saber cuánto se produce en una reacción química o qué cantidad de reactivos se necesitan para obtener la cantidad deseada de productos. En la industria, cualquiera que ésta sea, es necesario conocer cuánto se necesita y cuánto se produce de determinados compuestos. Esto es, en unas cuantas palabras, poder interpretar a la reacción química de manera cuantitativa, con cantidades.

En capítulos anteriores estudiamos la reacción química, su representación (ecuación química) y aprendimos a balancear las ecuaciones, con el objeto de cumplir con la ley de la conservación de la materia. Así mismo estudiamos que si bien las fórmulas químicas siempre son más cortas que los nombres químicos, no son meras abreviaturas. En cada una, se ha codificado importante información cuantitativa acerca de la sustancia representada. En consecuencia, utilizando esta información como punto de partida, podremos trabajar para responder algunas preguntas tales como: ¿qué masa de cada reactivo debe medirse y dejar que reaccione para producir la cantidad deseada de producto? O bien, si sólo se dispone de unos gramos de un reactivo ¿Qué cantidad del otro reactivo será necesaria? También ¿qué cantidad de producto podrá obtenerse a partir de una cantidad dada de las sustancias reactantes? o ¿permanecerá inalterada alguna cantidad de las sustancias reaccionantes?

A la rama de la química que se encarga del estudio cuantitativo de los reactivos y productos que participan en una reacción se le llama estequiometría. La palabra estequiometría deriva de dos palabras griegas: *stoicheion*, que significa elemento, y *metron* que significa medida.

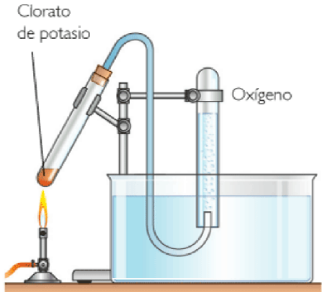
La ***estequiometría*** hace la interpretación cuantitativa de una reacción química (estudia las cantidades de reactivos y productos que participan en la reacción química).

Por ello en el presente módulo tendrás por objetivo:

- **Interpretar las ecuaciones químicas para calcular las cantidades de reactivos y productos que intervienen en una reacción.**
- **Resolver problemas estequiométricos utilizando los conceptos de pureza de un reactivo y rendimiento de una reacción.**
- **Utilizar el concepto de reactivo limitante y de reactivo en exceso en cálculos estequiométricos.**
- **Resolver problemas estequiométricos trabajando con reacciones secuenciales.**

Ecuación Química: su interpretación cuantitativa

Como se indicó anteriormente, las ecuaciones químicas representan un lenguaje muy preciso y versátil. Para resolver problemas de estequiometría, en primer término, deberemos escribir la ecuación química balanceada. Los coeficientes que anteceden a las fórmulas químicas se denominan coeficientes estequiométricos y nos permiten deducir otros datos como veremos en el ejemplo que se presenta a continuación. (Si el coeficiente es uno no hace falta indicarlo).



$$\underbrace{2\ KClO_3(s)}_{\text{Reactivos}} + \text{calor} \rightarrow \underbrace{3\ O_2(g) + 2KCl(s)}_{\text{Productos}}$$

¿Qué información nos da una ecuación?

- Nos indica cuáles son los reactivos y cuáles son los productos de la reacción
- Nos informa la cantidad de reactivos y productos que intervienen en la transformación.

Es decir nos da una información cualitativa (¿qué?) y una información cuantitativa (¿cuánto?) de la transformación química.

Este conjunto de símbolos y fórmulas nos esta diciendo que al calentar dos moles de clorato de potasio se forman tres moles de oxígeno y dos moles de cloruro de potasio.

El concepto de mol nos permite aprovechar, en un nivel macroscópico práctico, la información cuantitativa contenida en una ecuación química balanceada de tal manera que los *coeficientes de una ecuación química balanceada se pueden interpretar como los números relativos de moles.*

A partir de este momento se pueden emplear para calcular las cantidades de sustancias (reactivos o productos) que participan en las reacciones químicas. Teniendo presente que se puede calcular la masa molar de cada uno de ellos (a partir de las masas atómicas en la tabla periódica) y que las ecuaciones se plantean suponiendo sustancias puras y condiciones normales de presión y temperatura (1 atm y 273 K) se pueden deducir los siguientes datos implícitos:

Reacción	**$2\ KClO_3\ (s)$** =	**$3\ O_2\ (g)$** +	**$2\ KCl\ (s)$**
Datos explícitos	2 moles	3 moles	2 moles
Datos implícitos	2 x 122,5 g = 245 g de clorato de potasio	3 x 32 g = 96 g de oxígeno molecular	2 x 74,5 g = 149 g de cloruro de potasio
	2 x 6,02 . 10^{23} unidades fórmula	3 x 6,02 . 10^{23} moléculas	2 x 6,02 . 10^{23} unidades fórmula
		3 x 22,4 L (medidos en CNPT)	

1- Resolución de problemas estequiométricos

Para encarar la resolución de problemas estequiométricos, será requisito indispensable manejar **todos** los conceptos y leyes que has estudiado y trabajado en las unidades anteriores (Masa molar, mol, leyes de los gases ideales, leyes gravimétricas, número de Avogadro). No rige una pauta única y obligatoria para resolver problemas de este tipo. Pueden mencionarse algunas normas básicas, que ordenan el razonamiento y llevan hacia la respuesta correcta.

A continuación desarrollaremos algunos ejercicios modelo en los cuales te proponemos la resolución de los mismos, mediante el planteo de 4 pasos o etapas que las presentamos de la siguiente manera:

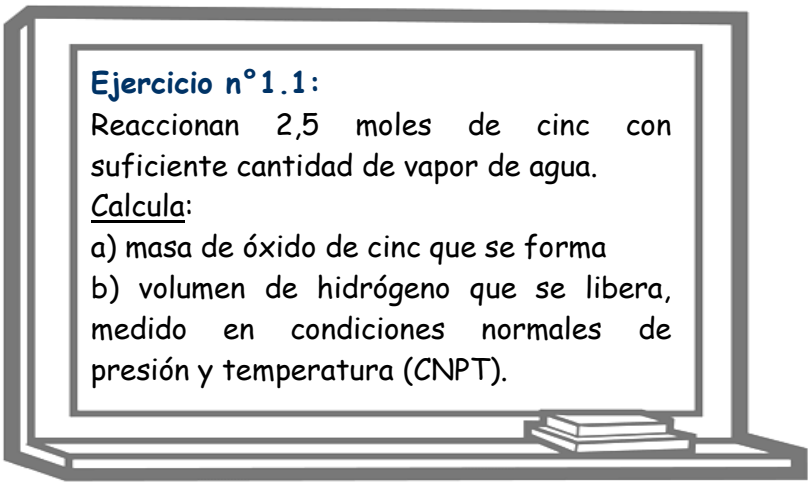
1° Hacer una lectura comprensiva del problema

2° Elaborar y ejecutar un plan para la resolución del problema

3° Realizar la verificación y revisión del plan ejecutado

4° Realizar la comunicación de los resultados

El objetivo de estas etapas o pasos es ofrecer un marco coherente para entender mejor qué nos están pidiendo, planear cómo resolver cada problema, que cálculos ejecutar y verificar que la respuesta sea correcta. En todos los casos, verás que en cada etapa hay una serie de acciones y preguntas que te servirán de guía en la realización efectiva de cada etapa y en consecuencia en la resolución de distintos tipos de problemas.



1º) **Debes hacer una lectura comprensiva del problema**

- ¿Encuentras palabras que no entiendes en el enunciado del problema?
  - ¿Qué significa que el agua esté en estado de **vapor**?
  - ¿Qué significa **CNPT**?
  - ¿Cómo puede interpretarse que los 2,5 moles de cinc reaccionan con **suficiente cantidad de vapor de agua**?
- ¿Puedes reformular el enunciado con tus propias palabras?

  Podríamos preguntarnos que cantidad de óxido de cinc (en gramos) y de hidrógeno (en litros), se forman a partir de 2,5 moles de cinc.
- ¿Identificas que pide el problema?
  - Pide calcular las cantidades de productos (**incógnitas**) que se forman a partir de una cierta cantidad de moles de un reactivo (**dato**).
- ¿Qué datos explícitos e implícitos te proporcionan? ¿Puedes relacionarlos?

Datos explícitos:

- Cinc y vapor de agua son los reactivos, y óxido de cinc e hidrógeno son los productos de la reacción.
- La cantidad de cinc que reacciona es 2,5 moles de cinc (esta cantidad de reactivo se consumiría por completo dado que el enunciado dice que reacciona con cantidad suficiente de agua vapor; esta es la cantidad necesaria de agua vapor para consumir todo el cinc).
- El enunciado pide que se calcule el volumen de hidrógeno, medido en condiciones normales de presión y temperatura (CNPT).

Datos implícitos:

- relación cuantitativa entre reactivos y productos dada por la ecuación química igualada.
- masa molar de óxido de cinc
- volumen de 1 mol de hidrógeno, medido en CNPT

2º) **Debes elaborar y ejecutar un plan para la resolución del problema**

- ¿Puedes realizar una representación mediante una fórmula, una ecuación química o un gráfico de ese enunciado?

$Zn\ (s) + H_2O(v)$	$\rightarrow$	**$ZnO(s) +$**	**$H_2(g)$**
1 mol		1 mol	1 mol
Dato: 2,5 moles		¿ ? gramos	¿ ? litros

La ecuación química nos proporciona la siguiente información:

1 mol de cinc reacciona con 1 mol de agua para formar 1 mol de óxido de cinc y 1 mol de hidrógeno (Esta relación surge de observar los coeficientes de la ecuación igualada).

En la representación que hacemos de nuestro problema, además de la ecuación, y de la información que nos brinda la misma en cuanto a las cantidades de reactivos y productos que intervienen, colocamos los datos e incógnitas.

$Zn\ (s) + H_2O(v)$	$\rightarrow$	**$ZnO(s)$**	**$+ H_2(g)$**
1 mol		1 mol	1 mol
		81 gramos	22,4 litros (CNPT)

Las cantidades de reactivos y productos pueden estar expresadas en distintas unidades (moles, gramos, litros, etc.) De acuerdo a las unidades de los datos e incógnitas del problema, completamos la información que nos proporciona la ecuación:

- ¿Puedes establecer relaciones entre los elementos del problema a partir de la representación elegida?

Para responder el ítem a) del problema: si lo que queremos encontrar es la masa de óxido de cinc, y el dato disponible es la cantidad de moles de cinc que reaccionan; de la ecuación igualada, vemos que: 1 mol de cinc reacciona con suficiente cantidad de agua vapor para formar 1 mol de óxido de cinc.

El dato disponible es **moles** de cinc, y lo que necesitamos es la **masa** de óxido de cinc que se formará, en consecuencia deberíamos relacionar moles de cinc con la masa de óxido de cinc (en gramos).

En primer término, vemos que la ecuación nos proporciona la siguiente información: 1 mol de cinc reacciona con suficiente cantidad de agua vapor para formar 81 g de óxido de cinc. Luego, deberíamos comparar nuestro dato, con la información que proporciona la ecuación, de lo que resulta:

$$\frac{81\,\text{g de ZnO}}{1\,\text{mol de Zn}} = \frac{\text{x g de ZnO}}{2{,}5\,\text{moles de Zn}}$$

Despejamos luego la incógnita: x g de ZnO

$$\text{x} = \frac{81\ \text{g de ZnO} \cdot 2{,}5\,\text{moles de Zn}}{1\,\text{mol de Zn}}$$

$$\text{x g ZnO} = 202{,}5\,\text{g ZnO}$$

Como se puede observar, a partir de 2,5 moles de cinc se forman 202,5 g de óxido de cinc.

En el ítem b) del problema lo que tenemos que averiguar es el volumen de hidrógeno desprendido a partir de 2,5 moles de cinc. Para ello, debemos relacionar moles de cinc y volumen de hidrógeno (medido en condiciones normales de presión y temperatura).

Es importante que analices que **"en este caso podemos conocer el volumen que ocupa un mol hidrógeno en CNPT ya que el hidrógeno molecular es un gas".** De manera que este tipo de relaciones en la que compares con 22,4 L **sólo serán factibles para sustancias gaseosas**.

Observando en primer término la información que proporciona la ecuación, vemos que a partir de 1 mol de cinc se liberan 22,4 L de hidrógeno (en CNPT). Comparando esta información con el dato resulta:

$$\frac{22{,}4\ \text{L de } H_2}{1\ \text{mol de Zn}} = \frac{x\ \text{L de } H_2}{2{,}5\ \text{moles de Zn}}$$

Despejamos el volumen de hidrógeno:

$$x = \frac{22{,}4\ \text{L de } H_2 \cdot 2{,}5\ \text{moles de Zn}}{1\ \text{mol de Zn}} = 56\ \text{L de } H_2$$

El volumen de hidrógeno que se libera al reaccionar 2,5 moles de hidrógeno con suficiente cantidad de agua vapor es de 56 L (medidos en CNPT).

- ¿Serías capaz de encontrar otro camino para llegar al mismo resultado?

a) Veremos otro camino para encontrar la masa de óxido de cinc.

Podría ser que en un primer paso encontrara la cantidad de moles de óxido de cinc que pueden formarse a partir de los 2,5 moles de cinc.

$$\frac{1\ \text{mol de ZnO}}{1\ \text{mol de Zn}} = \frac{x\ \text{moles de ZnO}}{2{,}5\ \text{moles de Zn}}$$

$$x\ \text{moles de ZnO} = \frac{1\ \text{mol de ZnO} \cdot 2{,}5\ \text{moles de Zn}}{1\ \text{mol de Zn}}$$

x moles ZnO = 2,5 moles ZnO

Como puedes observar se forman 2,5 moles de óxido de cinc a partir de 2,5 moles de cinc, pero ¿es eso lo que queremos averiguar? Como lo que buscamos es la masa de óxido de cinc que se forma, deberíamos averiguar cuánto pesan esos 2,5 moles de óxido de cinc.

Recordemos la expresión que relaciona la masa y el número de moles:

$$n = \frac{m}{m_M}$$

Reemplazando y reordenando la expresión, nos queda:

$$n \cdot m_M = m \Rightarrow 2{,}5\ \text{moles de ZnO} \cdot 81\ \text{g/mol de ZnO}$$

$$m\ \text{de ZnO} = 202{,}5\ \text{g}$$

b) Veremos ahora otra alternativa para encontrar el volumen de hidrógeno desprendido en la reacción.

Podríamos calcular en primer término el número de moles de hidrógeno desprendidos, partiendo de la relación que establece la ecuación: 1 mol de cinc, al reaccionar con suficiente cantidad de agua vapor produce 1 mol de hidrógeno. ¿Cuántos moles de hidrógeno se formarán a partir de 2,5 moles de cinc?

$$\frac{1\,\text{mol de } H_2}{1\,\text{mol de Zn}} = \frac{x\,\text{mol de } H_2}{2{,}5\,\text{mol de Zn}}$$

$$x\,\text{moles de } H_2 = \frac{1\,\text{mol de } H_2 \cdot 2{,}5\,\text{moles de Zn}}{1\,\text{mol de Zn}}$$

x moles de H_2 = 2,5 moles H_2

Luego, podríamos calcular el volumen medido en condiciones normales de presión y temperatura, que ocupan los 2,5 moles de hidrógeno. Para ello partimos de que 1 mol de cualquier gas, medido en CNPT, ocupa 22,4 L, estableciendo entonces la siguiente relación:

$$\frac{22{,}4\,\text{L de } H_2}{1\,\text{mol}} = \frac{x\,\text{L de } H_2}{2{,}5\,\text{moles de } H_2}$$

$$x\,\text{L de } H_2 = \frac{22{,}4\,\text{L de } H_2 \cdot 2{,}5\,\text{moles de } H_2}{1\,\text{mol de } H_2}$$

x L H_2 = 56 L H_2

Como habrás observado, hemos llegado a los mismos resultados por caminos diferentes.

Continuamos ahora con el siguiente paso en la resolución de nuestro problema:

3º) **Debes realizar la verificación y revisión del plan ejecutado**

- ¿Es correcto lo que hiciste?

  ¿Puedes corroborarlo hallando alguno de los datos a partir del resultado final?

  Por ejemplo, podríamos calcular la cantidad de moles de cinc, a partir del resultado obtenido:

$$\frac{1\,\text{mol de Zn}}{81\text{g de ZnO}} = \frac{x\,\text{moles de Zn}}{202{,}5\text{g de ZnO}}$$

$$x\,\text{moles de Zn} = \frac{1\,\text{mol de Zn} \cdot 202{,}5\text{g de ZnO}}{81\text{g de ZnO}}$$

x moles Zn = 2,5 moles Zn

- ¿Revisaste cada uno de los pasos para asegurarte que no hubieras cometido errores en las relaciones que estableciste al elaborar tu plan?

- ¿Hiciste un análisis dimensional en las expresiones matemáticas utilizadas?

En este momento debes revisar que las unidades correspondan a los datos que te da el problema y al resultado obtenido.

4º) **Debes realizar la comunicación de los resultados**

- ¿Puedes explicar lo realizado?

Debes tener en cuenta si los resultados obtenidos responden a las incógnitas del problema.

- ¿Puedes justificar el camino elegido?

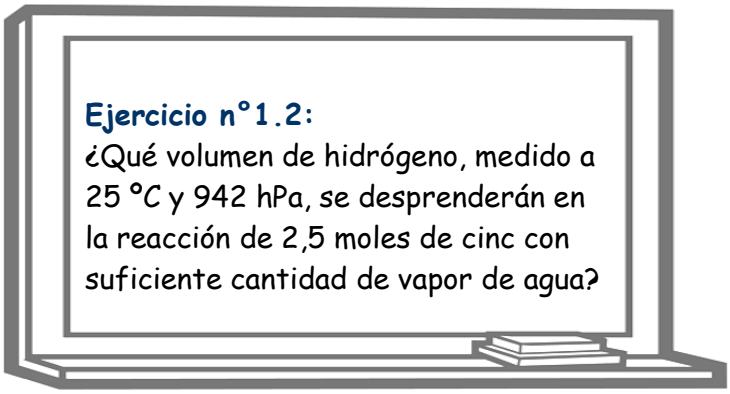
……..

- ¿Puedes expresar el resultado en forma verbal o gráfica?

Por ejemplo:

A partir de 2,5 moles de Zn se obtienen 202,5 gr de ZnO y 56 L H_2 medidos en CNPT.

Pueden presentarse situaciones en las que se incorporan otras dificultades; por ejemplo, en el problema presentado con anterioridad podría ser necesario averiguar el volumen de hidrógeno desprendido, pero medido en otras condiciones diferentes a las CNPT.



Podría resolverse este problema comenzando por un primer paso idéntico al realizado para resolver el ejercicio anterior:

$$\frac{1\,\text{mol de } H_2}{1\,\text{mol de Zn}} = \frac{x\,\text{moles de } H_2}{2{,}5\,\text{moles de Zn}}$$

$$x\,\text{moles de } H_2 = \frac{1\,\text{mol de } H_2 \cdot 2{,}5\,\text{moles de Zn}}{1\,\text{mol de Zn}}$$

x moles H_2 = 2,5 moles H_2

Pero, si leemos con atención el enunciado, lo que se pide calcular es el volumen de hidrógeno desprendido, medido en ciertas condiciones de presión y temperatura. ¿Cómo calculamos ese volumen a partir del número de moles de hidrógeno? ¿Qué relación existe entre el

Ec. general del estado gaseoso

p. V = n. R. T

número de moles y el volumen de un gas?

La ecuación general del estado gaseoso establece la relación entre dichas variables:

Recordemos que en la misma:

p = presión del gas

V = volumen del gas

n = número de moles del gas

R = constante universal de los gases

T = temperatura absoluta del gas (K)

Si la constante R utilizada en esta expresión es R = 0,082 L atm /K mol, deberán utilizarse los datos expresados en las mismas unidades:

Así, la P se deberá expresar en atmósferas (atm)

Teniendo en cuenta la equivalencia correspondiente:

1 atm= 1013 hPa=760 mmHg=760 torr; se establece la relación que corresponda:

¿a cuántas atmósferas equivalen 970 hPa?

$$\frac{1\,\text{atm}}{1013\,\text{hPa}} = \frac{\text{x atm}}{942\,\text{hPa}}$$

$$\text{x atm} = \frac{1\,\text{atm} \cdot 942\,\text{hPa}}{1013\,\text{hPa}} = 0{,}93\,\text{atm}$$

T en Kelvin (K): se puede calcular utilizando la expresión: T(K)= t(ºC) + 273

En nuestro ejemplo, 25 ºC equivalen a:

T= 25 ºC + 273 = 298 K

¿Podríamos haber utilizado otro camino para resolver este problema?, ¿cómo calcularíamos el volumen que se ha liberado en otras condiciones diferentes?

Si hubiéramos decidido como primer paso calcular el volumen de hidrógeno liberado en CNPT: V_0

Del ejemplo 1, sabemos que partir de 2,5 moles de Zn se obtienen 56 L H_2 medidos en CNPT.

Si lo que tenemos que establecer es la relación entre dos estados cualesquiera de una misma masa gaseosa, debemos utilizar la **expresión unificada.**

Expresión unificada: $\frac{p_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{p.V}{T}$ donde:

V_0= 56 L; T_0= 273 K ; P_0= 1013 hPa

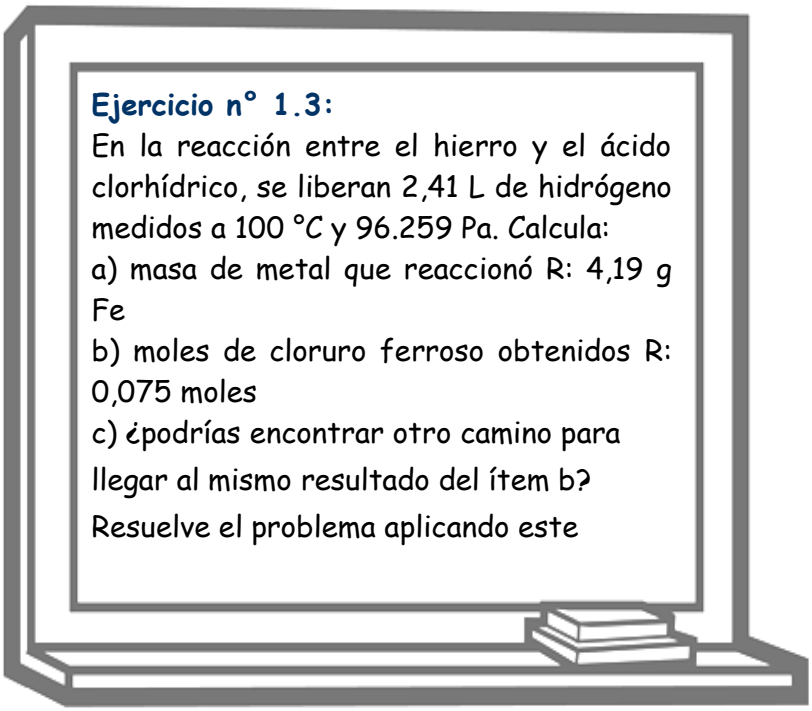
V= es el volumen que debemos averiguar medidos a 25 ºC y 942 hPa (T y P en la expresión)

En esta expresión podemos usar la presión expresada en cualquier unidad; por lo tanto despejando y reemplazando V de la expresión anterior:

$$V = \frac{p_0 \cdot V_0 \cdot T}{T_0 \cdot p} = \frac{1013\,\text{hPa} \cdot 56\,\text{L} \cdot 298\,\text{K}}{273\,\text{K} \cdot 942\,\text{hPa}}$$

V = 65,74 L

Se presentan situaciones en las que el volumen de un gas, medido en ciertas condiciones de presión y temperatura, es uno de los datos. ¿Cómo trabajamos en ese caso? Veamos un ejemplo para comprender este tipo de situación que puede plantearse:



Recordemos los pasos que debemos seguir para resolver el problema:

1º) **Debes hacer una lectura comprensiva del problema**

A partir de esta lectura deberíamos identificar lo que pide el problema; en este caso, que calculemos la masa de metal que ha reaccionado, y la cantidad de moles de cloruro ferroso obtenidos. Nuestro dato será el volumen de hidrógeno liberado, medido en ciertas condiciones de presión y temperatura.

De la lectura se desprende que el hierro (metal) reacciona con el ácido clorhídrico liberando hidrógeno. Si lees con atención el ítem b) verás que también proporciona información, ya que pide la cantidad de moles de **cloruro ferroso** formado (puedes recordar también las reacciones de desplazamiento que hemos visto, entre las que encontrarás a ésta).

2º) **Debes elaborar y ejecutar un plan para la resolución del problema**

- ¿Puedes realizar una representación mediante una fórmula, una ecuación química o un gráfico de ese enunciado?

Veamos entonces si podemos representar la información del enunciado de otro modo.

En los problemas estequiométricos la ecuación química es una herramienta muy útil, que nos permite visualizar datos e incógnitas.

$Fe\ (s) + 2\ HCl\ (aq) \rightarrow FeCl_2\ (aq) + H_2\ (g)$

¿g? **¿moles?** **D = 2,41 L (a 100°C y 96.259 Pa)**

- ¿Puedes establecer relaciones entre los elementos del problema a partir de la representación elegida?

Como ya vimos, la ecuación química nos brinda una información muy importante. Nos “dice” que 1 mol de hierro metálico (que pesa 56 g) reacciona con 2 moles de ácido clorhídrico para formar 1 mol de cloruro ferroso y 1 mol de hidrógeno gaseoso (que ocupa 22,4 L en CNPT).

Veamos qué relaciones debemos establecer para cada uno de los ítems.

a) Se pide que calculemos la masa de metal (ya identificamos que se trata del hierro) que ha reaccionado. Si nuestro dato es el volumen de hidrógeno, deberíamos relacionar volumen de hidrógeno con masa de hierro.

De la ecuación se desprende que 1 mol de hidrógeno (que ocupa 22,4 L en CNPT) es desalojado cuando reacciona 1 mol de hierro (56 g). ¿Podría comparar el dato del volumen con esta información?

Como habrás observado **están medidos en condiciones diferentes a las CNPT,** y por lo tanto esos volúmenes no son comparables. ¿Qué podemos hacer entonces?

Existen distintos caminos para resolver la situación:

Para lograr que los volúmenes sean comparables, podría llevar el volumen que constituye nuestro dato (2,41 L, medidos a 100°C y 96.259 Pa) a las condiciones normales.

Tenemos que recordar lo que hemos visto en estado gaseoso.

¿Cómo comparamos dos estados diferentes de una misma masa gaseosa? En nuestro caso, si las condiciones a las que hacemos referencia corresponden a las normales de presión y temperatura, ¿cómo indicamos ese estado?

Trataremos entonces que ordenar los datos:

V = 2,41 L V_o = ¿?

p = 96.259 Pa p_o = 101.300 Pa

T = 373 K T_o = 273 K

El subíndice o indica las condiciones normales de presión y temperatura (CNPT)

La relación entre los dos estados estará dada por la expresión unificada:

$$\frac{p_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{p.V}{T}$$

De donde reemplazando por los valores correspondientes, resulta:

$$V_0 = \frac{p \cdot V \cdot T_0}{T \cdot p_0} = \frac{96.259\ \text{Pa} \cdot 2{,}41\ \text{L} \cdot 273\ \text{K}}{373\ \text{K} \cdot 101.300\ \text{Pa}}$$

V_0 = 1,676 L de H_2 (medidos en CNPT)

Este volumen si lo podemos comparar con los 22,4 L que ocupan 1 mol en CNPT.

En base a la ecuación química igualada, planteamos la relación correspondiente:

$$\frac{56\ \text{g de Fe}}{22{,}4\ \text{L de } H_2} = \frac{x\ \text{g de Fe}}{1{,}676\ \text{L de } H_2}$$

$$x\ \text{g de Fe} = \frac{1{,}676\ \text{L de } H_2 \cdot 56\ \text{g de Fe}}{22{,}4\ \text{L de } H_2} = 4{,}19\ \text{g de Fe}$$

2° alternativa:

Otro camino distinto es averiguar cuántos moles hay en el volumen de hidrógeno que

constituye nuestro dato, y luego relacionar estos moles con la masa de hierro necesaria para su obtención. ¿Cómo calculamos la cantidad de moles que hay en un volumen determinado de gas, medido en ciertas condiciones de presión y temperatura?

De la ecuación general del estado gaseoso:

$$p.\,V = n\,.\,R.\,T$$

despejamos n:

$$n = \frac{p.V}{R \cdot T}$$

En esta expresión, si vamos a utilizar como valor de R = 0,082 L atm/K mol, deberemos transformar el dato de la presión de Pascales (Pa) a atmósferas (atm):

$$\frac{1\,\text{atm}}{101.300\,\text{Pa}} = \frac{x\,\text{atm}}{96.259\,\text{Pa}}$$

$$x\,\text{atm} = \frac{1\,\text{atm} \cdot 96.259\,\text{Pa}}{101.300\,\text{Pa}} = 0{,}95\,\text{atm}$$

Reemplazamos entonces nuestros datos en la ecuación general del estado gaseoso:

$$n = \frac{0{,}95\,\text{atm}.2{,}41\,\text{L}}{0{,}082\,\text{L atm/K mol} \cdot 373\,\text{K}} = 0{,}0748\,\text{moles de } H_2$$

Ahora sí, podemos comparar este dato con lo que nos "dice" la ecuación estequiométrica.

Sabemos que 1 mol de hidrógeno se obtiene a partir de 1mol de hierro (56 g de Fe). ¿Qué masa de hierro necesitaríamos para obtener 0,075 moles de hidrógeno?

$Fe\,(s) + 2\,HCl\,(aq) \rightarrow FeCl_2\,(aq) + H_2\,(g)$

¿g? **D= 0,0748**

Moles

Mediante la ecuación química balanceada, establecemos la relación necesaria para calcular la masa de hierro solicitada

$$\frac{56\,\text{g de Fe}}{1\,\text{mol de } H_2} = \frac{x\,\text{g de Fe}}{0{,}0748\,\text{moles de } H_2}$$

$$x\,\text{g de Fe} = \frac{56\,\text{g de Fe} \cdot 0{,}0748\,\text{moles de } H_2}{1\,\text{mol de } H_2} = 4{,}19\,\text{g}$$

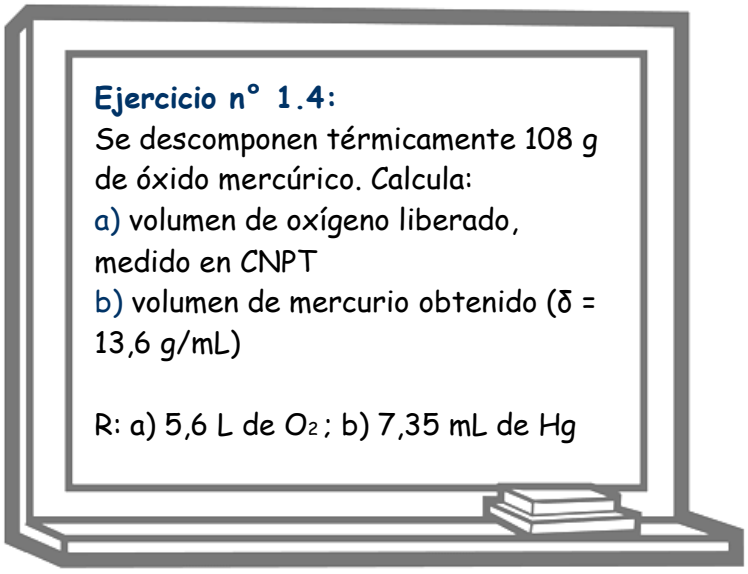
Hemos llegado al mismo resultado, por dos caminos diferentes. La masa de hierro necesaria para liberar 2,41 L de hidrógeno, medidos a 100 ºC y 96.259 Pa, es de 4,19 g.

¿Podrías intentar resolver los ítems b) y c) de este problema?

Si alguno de los datos o lo que queremos averiguar es el volumen de una sustancia, hay que distinguir si ésta es un líquido o un gas. En los problemas que te hemos presentado previamente, los volúmenes que debíamos calcular, o los que usábamos como datos, correspondían a gases. ¿Cómo te darías cuenta? Algunas "pistas" pueden ayudarte a diferenciar si la sustancia a la que hacemos referencia es un gas o un líquido. Como ya hemos visto, el volumen de un gas es una propiedad condicionada. El dato del volumen de un gas debe estar acompañado de las condiciones en las que está medido ese volumen.

Por ejemplo:

El primer problema que presentamos pedía que calculáramos el volumen de hidrógeno que se libera, **medido en condiciones normales de presión y temperatura (CNPT).** Este volumen corresponde a un gas, en este caso hidrógeno gaseoso (H_2).



En el siguiente problema:

¿En qué estado se presentan el oxígeno y el mercurio obtenidos? El oxígeno liberado se encuentra en estado gaseoso. Si te fijas, nos pide el enunciado del problema que calculemos el volumen de oxígeno, **medido en CNPT.** El mercurio, es un líquido cuya densidad es de 13,6 g/mL.

Algunas tablas periódicas proporcionan información sobre el estado de algunas sustancias elementales.

¿Podrías fijarte en tu tabla? ¿Cómo indica tu tabla los diferentes estados? Observa que información trae respecto al oxígeno y en relación al mercurio.

✎ **Resolución:** Recordemos los pasos que debemos seguir para resolver el problema:

1º) **Debes hacer una lectura comprensiva del problema**

- ¿Puedes reformular el enunciado con tus propias palabras?

- ¿Identificas que pide el problema?

- ¿Qué datos explícitos e implícitos te proporciona el enunciado? ¿Puedes relacionarlos?

  - Datos explícitos:

  - Datos implícitos

2º) **Debes elaborar y ejecutar un plan para la resolución del problema**

- ¿Puedes realizar una representación mediante una fórmula, una ecuación química o un gráfico de ese enunciado?

$$2\ HgO\ (s) + calor \rightarrow 2\ Hg\ (l) + O_2\ (g)$$

D = 108 g **¿ mL de Hg?** **¿L medidos en CNPT?**

- ¿Puedes establecer relaciones entre los elementos del problema a partir de la representación elegida?

Si comenzamos por el ítem a) que nos pide calcular el volumen de oxígeno, medido en CNPT, los pasos son semejantes a los que realizamos para resolver los problemas presentados anteriormente. ¿Te animas a intentar la resolución de este ítem?

Deberías fijarte muy bien que comparaciones deberíamos realizar, partiendo de la información que nos proporciona la ecuación.

No te olvides de realizar los siguientes pasos a continuación!

3º) **Debes realizar la verificación y revisión del plan ejecutado**

- ¿Es correcto lo que hiciste?
- ¿Puedes corroborarlo hallando alguno de los datos a partir del resultado final?
- ¿Puedes resolver el problema utilizando otro camino?

4º) **Debes realizar la comunicación de los resultados**

- ¿Puedes explicar lo realizado?

Debes tener en cuenta si los resultados obtenidos responden a las incógnitas del problema.

- ¿Puedes justificar el camino elegido?
- ¿Puedes expresar el resultado en forma verbal o gráfica?

Continuando con nuestro ejemplo, veamos cómo puede resolverse el ítem b)

En este ítem, se nos pide que calculemos el volumen de mercurio que se produce, cuando descomponen térmicamente 108 g de óxido mercúrico.

Partimos de la ecuación que previamente hemos presentado:

$2\ HgO(s) + calor \rightarrow 2\ Hg(l) + O_2(g)$

D = 108 g **¿mL de Hg?**

A partir de la misma deberíamos establecer la relación entre la cantidad de mercurio que se forma y la masa de óxido mercúrico que se descompone térmicamente. Pero, ¿sabemos que volumen ocupan los dos moles de mercurio líquido para establecer esa relación?

Un camino posible para esta situación en la que **queremos averiguar el volumen de un líquido,** sería tener un paso intermedio en el que calculemos la masa de ese líquido, y luego, ya que la densidad del mismo es un dato, calcular el volumen relacionando la masa con la densidad. Veamos cómo podríamos resolver la situación:

1er Paso: Cálculo de la masa de mercurio formada:

Mediante la ecuación química igualada establecemos la relación de masas entre el óxido de mercurio y el mercurio que se obtiene por la descomposición térmica:

$2\ HgO\ (s) + calor \rightarrow 2\ Hg\ (l) + O_2\ (g)$

2x217 g/mol 2x 201 g/mol

¿Qué masa de mercurio se formará a partir de 108 g de óxido mercúrico?

$$\frac{402\ \text{g de Hg}}{434\ \text{g de HgO}} = \frac{x\ \text{g de Hg}}{108\ \text{g de HgO}}$$

$$x = \frac{402\ \text{g de Hg} \cdot 108\text{g de HgO}}{434\ \text{g de HgO}} = 100\ \text{g de Hg}$$

2º Paso: Cálculo del volumen de mercurio: para calcular el volumen necesitamos utilizar el dato de la densidad y la masa de mercurio formada.

Dado que: $\delta = \frac{m}{V} \qquad \Rightarrow V = \frac{m}{\delta}$

Reemplazando por los datos resulta:

$$V = \frac{100\ g}{13{,}6\ g/mL} = 7{,}35\ mL\ de\ Hg$$

El volumen de mercurio líquido que se forma por la descomposición térmica de 108 g de óxido mercúrico es de 7,35 mL. ¿Podrías corroborar el resultado obtenido? En los pasos seguidos en la resolución de los problemas vistos previamente, te hicimos algunas sugerencias que pueden orientarte en la revisión de los resultados. Aplícalos para revisar lo realizado:

Los ejemplos y ejercicios que hemos presentado hasta aquí se basan en reacciones sencillas.

Te invitamos a resolver algunos ejercicios de este tipo, que te proponemos en el cuadernillo de ejercitación.

2- Pureza de reactivos

En los problemas propuestos anteriormente, las sustancias intervinientes se consideraron puras. Pero en el laboratorio, en general, los reactivos que se usan no son puros.

Una sustancia **"absolutamente" pura** estaría exenta de cualquier impureza. Obtener un 100 % de pureza no es tarea sencilla ni económica. Con las mejores técnicas de purificación se alcanzan porcentajes muy elevados, pero rara vez totales. Si bien, la pureza de los reactivos es fundamental para la exactitud que se obtiene en cualquier análisis, debe estar relacionada con la calidad de la determinación que queremos realizar.

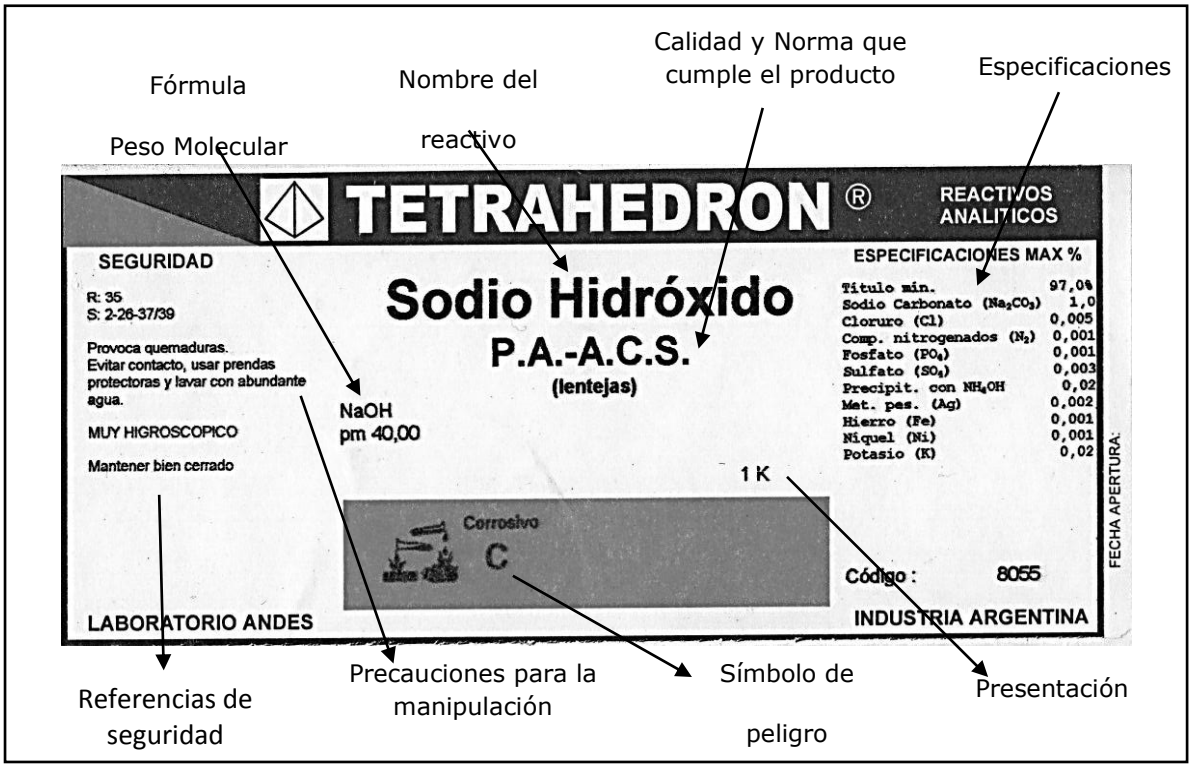
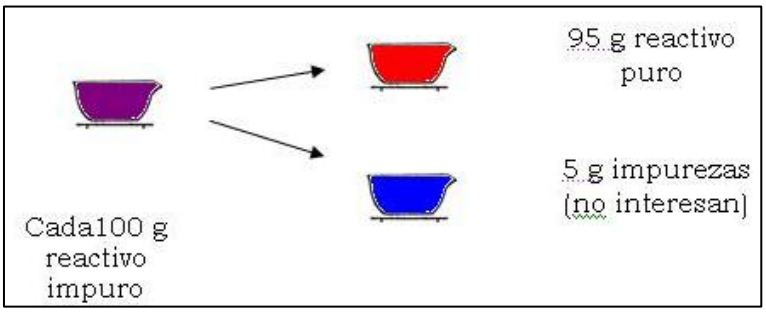


Fig. 6.1: Rótulo de un envase que contiene hidróxido de sodio para análisis

La figura 6.1 corresponde a la etiqueta con que se rotula un envase que contiene hidróxido de sodio. Por lo general los reactivos para análisis tienen esta presentación. En ella puedes observar la inscripción que indica que es un hidróxido de sodio"P.A. - ACS". Esto indica que es un reactivo para análisis, por lo que tiene un alto grado de pureza. En las especificaciones del reactivo puede leerse que tiene un título mínimo de 97 %. Una sustancia de grado reactivo (P.A) debe ajustarse a los estándares mínimos establecidos por el Comité de Sustancias Reactivas de la Sociedad Química Americana (A.C.S.)

Puede ocurrir que tengamos un reactivo con "pureza comercial" con más cantidad de impurezas; por ejemplo en la etiqueta del frasco o paquete que lo contiene encontraríamos la inscripción: Pureza 95 % ¿Qué significa esto? Esto quiere decir que 100 g de reactivo que uses, tiene:



Pureza de reactivos – Resolución de problemas

Para la resolución de los problemas en los que encuentres reactivos con impurezas puedes aplicar esta expresión: $\text{Pureza} = \frac{\text{masa pura}}{\text{masa impura}} \cdot 100$

En general, se pueden presentar tres situaciones problemáticas:

a) Que se necesite calcular la cantidad de producto que se obtendrá a partir de un reactivo impuro;

b) Que tengamos que calcular la pureza (o porcentaje de impurezas) que presenta una muestra de alguna **droga comercial**;

c) Que se necesite calcular la cantidad de reactivo (que contiene impurezas) que debe utilizarse para obtener una cierta cantidad de producto.

Las relaciones estequiométricas que se plantean a partir de una ecuación química igualada, siempre suponen a los reactivos y productos puros. En consecuencia, si contamos con un dato de masa impura de uno de los reactivos, este dato **no se puede utilizar directamente en las relaciones estequiométricas.**

Aplicaremos estos conceptos en los ejercicios siguientes:

a) Se tiene como dato la masa de un reactivo que contiene impurezas:

Ejercicio modelo:2.1

Calcula el volumen de hidrógeno, medido a 20 °C y 754 mmHg, que puede obtenerse por acción de un exceso de ácido clorhídrico sobre 45 g de aluminio de un 83,8 % de pureza.

R: 50,76 L de H_2

1º **Lectura comprensiva del problema**

• ¿Identificas que pide el problema?

En este caso tenemos que calcular a partir de una masa impura de reactivo, el volumen de producto gaseoso en condiciones diferentes a las normales ¿recuerdas alguna cosa a tener en cuenta en estos casos?

2º **Debes elaborar y ejecutar un plan para la resolución del problema**

¿Puedes realizar una representación mediante una fórmula, una ecuación química o un gráfico de ese enunciado?

2 Al (s)	+ 6 HCl (aq)	→	2 $AlCl_3$ (aq)	+ 3 H_2 (g)
2 moles				3 moles
2 x 27 g				3 x 22,4 L(CNPT)
D: 45 g 83,8 % pureza				**¿x L? Medidos**
				a 20 ºC y 754 mmHg

• ¿Puedes establecer relaciones entre los elementos del problema a partir de la representación elegida?

En primer término, vemos la información que nos proporciona la ecuación: 2 moles de aluminio (54 gramos) producen 3 moles de H_2 (67,2 L de hidrógeno en CNPT).

Podríamos calcular en primer término el volumen de hidrógeno desprendido, medido en CNPT, y luego llevar ese volumen a las otras condiciones (20 ºC y 754 mmHg)

Pero el dato de masa impura de aluminio no nos permite realizar la relación estequiométrica. Primero tenemos que calcular cuánta **masa pura** tienen esos 45 gramos, a partir de conocer su pureza de 83,8 %, usando la fórmula de pureza y despejando luego la incógnita: x g de Al puro

$$\text{Pureza} = \frac{\text{masa pura}}{\text{masa impura}} \cdot 100$$

$$\text{masa pura} = \frac{\text{pureza} \cdot \text{masa impura}}{100}$$

$$\text{masa pura de Al} = \frac{83{,}8 \text{ x } 45\,\text{g}}{100} = 37{,}71\,\text{g}$$

Ahora si podemos realizar nuestra relación estequiométrica y despejar de esta, el volumen de hidrógeno

$$\frac{67{,}2\text{L de } H_2}{54\,\text{g de Al}} = \frac{\text{x L de } H_{2(CNPT)}}{37{,}71}$$

$$\frac{67{,}2\,\text{g de } H_2 \cdot 37{,}71\,\text{g de Al}}{54\,\text{g de Al}} = \text{x L de } H_2$$

X L de $H_{2(CNPT)}$ = 46,93 L de H_2

Pero, tal como vimos en ejemplos anteriores, lo que se pide calcular es el volumen de hidrógeno desprendido en condiciones diferentes a las normales ¿cómo calculamos el volumen que se liberaría en otras condiciones diferentes?

Recuerda que para establecer la relación entre dos estados cualesquiera de una misma masa gaseosa, deberemos aplicar la siguiente expresión:

$$\frac{p_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{p.V}{T}$$

Según nuestros datos t = 20 ºC y P = 754 mmHg

La temperatura absoluta, puede calcularse utilizando la siguiente expresión:

T (K) = t (ºC) + 273

En nuestro ejemplo, 20 º C equivalen a:

T = 20 ºC + 273 = 293 K

Ahora, despejando V de la expresión anterior, y reemplazando por nuestros datos, resulta:

$$V = \frac{p_0 \cdot V_0 \cdot T}{T_0 \cdot p} = \frac{760\,\text{mmHg} \cdot 49{,}93\ \text{L} \cdot 293\ \text{K}}{273\ \text{K} \cdot 754\,\text{mmHg}}$$

V= 50,76L

El volumen de hidrógeno liberado, medido a 20ºC y 754 mmHg es de 50,76 L.

• ¿Serías capaz de encontrar otro camino para llegar al mismo resultado?

Para calcular la masa pura de aluminio podríamos haber realizado una proporción, considerando que de cada 100 gramos de aluminio impuro, sólo 83,8 gramos son puros:

Podemos calcular cuántos gramos puros tiene la masa de 45 gramos de muestra de nuestro problema:

$$\frac{83{,}8\ \text{g de Al puro}}{100\ \text{g de Al impuro}} = \frac{\text{x g de Al puro}}{45\ \text{g de Al impuro}}$$

Despejamos luego la incógnita:

$$\text{x g de Al puro} = \frac{83{,}8\ \text{g de Al puro} \cdot 45\text{g de Al impuro}}{100\ \text{g de Al impuro}}$$

x gramos puros = 37,71 gramos de Al puros

Y también podríamos haber relacionado esta masa pura con el número de moles de hidrógeno que nos produciría; en ese caso nuestra relación sería:

$$\frac{3\ \text{moles de } H_2}{54\text{g de Al}} = \frac{\text{x moles de } H_2}{37{,}71\text{g de } Al_2}$$

Despejamos luego la incógnita (x moles de H_2)

$$\frac{3\ \text{moles de } H_2 \cdot 37{,}71\text{g de Al}}{54\text{g de Al}} = \text{x moles de } H_2 = 2{,}095\ \text{moles}$$

¿Recuerdas la relación que existe entre el número de moles y el volumen de un gas? Estaba dada por la ecuación general del estado gaseoso:

p. V = n. R. T

donde R= 0,082 L atm /K mol, por lo que deberán utilizarse los datos expresados en esas unidades

Por lo que, la presión de 754 mmHg debemos expresarla en atmósferas y para ello establecemos la relación correspondiente:

$$\frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}} = \frac{\text{x atm}}{754\ \text{mmHg}}$$

$$\text{x atm} = \frac{1\ \text{atm} \cdot 754\ \text{mmHg}}{760\ \text{mmHg}} = 0{,}992\ \text{atm}$$

Ya habíamos calculado la temperatura absoluta:

T = 20 ºC + 273 = 293 K

Ahora despejamos V (volumen en L) de la ecuación general del estado gaseoso, resultando:

$$\text{V} = \frac{n \cdot R \cdot \text{T}}{\text{p}} = \frac{2{,}095\ \text{moles} \cdot 0{,}082\ \text{L atm/K mol} \cdot 293\ \text{K}}{0{,}992\ \text{atm}}$$

V = 50,74 **L de hidrógeno**

(medidos a 20 ºC y 9754 mmHg)

Luego de haber realizado los cálculos, recuerda que hay que realizar una revisión de lo que has hecho:

3º **Debes realizar la verificación y revisión del plan ejecutado**

• ¿Es correcto lo que hiciste?

……..

• ¿Puedes corroborarlo hallando alguno de los datos a partir del resultado final?

Para ello, por ejemplo deberías calcular el número de moles que corresponden a los 50,74 litros de hidrógeno y luego calcular según la relación estequiométrica a partir de qué masa pura de aluminio lo habrías obtenido. Conociendo la pureza puedes también corroborar la cantidad de masa impura utilizada.

Realiza los cálculos para corroborarlo.

De todos modos puedes probar de hacer otras relaciones ¿te atreves?

• ¿Revisaste cada uno de los pasos para asegurarte que no cometiste errores en las relaciones que estableciste al elaborar tu plan?

• ¿Hiciste un análisis dimensional en las expresiones matemáticas utilizadas?

En éste momento debes revisar que las unidades correspondan a los datos que te da el problema y al resultado obtenido.

4º **Debes realizar la comunicación de los resultados**

• ¿Puedes explicar lo realizado?

Debes tener en cuenta si los resultados obtenidos responden a las incógnitas del problema.

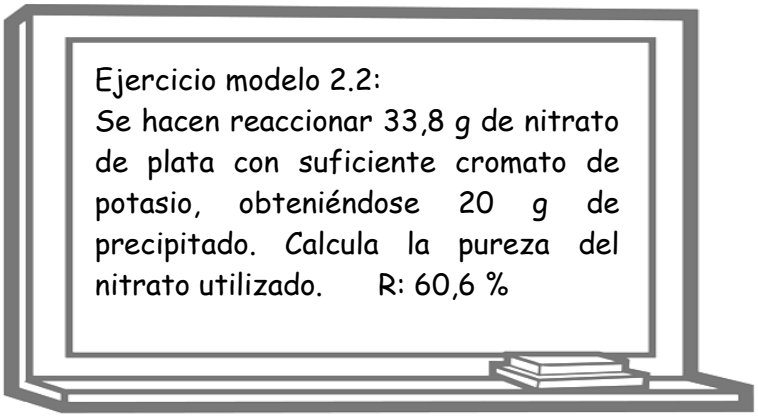
• ¿Puedes justificar el camino elegido?

……..

• ¿Puedes expresar el resultado en forma verbal?

Veamos ahora otro tipo de problema que puede presentarse:

b) **Se necesita calcular la pureza de un reactivo:**



Recordemos el modo en que procedíamos para resolver nuestros problemas:

1º **Una lectura comprensiva del problema**

• ¿Identificas que pide el problema?

Lo que queremos encontrar es la pureza del nitrato de plata utilizado en una reacción de precipitación, en la que se han formado 20 gramos de precipitado.

2º **Debes elaborar y ejecutar un plan para la resolución del problema**

• ¿Puedes realizar una representación mediante una fórmula, una ecuación química o un gráfico de ese enunciado?

- ¿Qué precipitado es el que se forma? Deberíamos recordar las reacciones de precipitación que ya hemos visto:

El precipitado que se forma es de cromato de plata, sal muy poco soluble.

Representemos la reacción mediante la ecuación correspondiente:

$$2\ AgNO_3(aq) + K_2CrO_4(aq) \rightarrow Ag_2CrO_4(s) + 2\ KNO_3(aq)$$

¿Qué es lo que queremos averiguar? Si lo que vamos a calcular es la pureza de un reactivo, debemos recordar la expresión que permite calcular la pureza

$$\text{Pureza} = \frac{\text{masa pura}}{\text{masa impura}} \cdot 100$$

¿Qué datos tenemos para poder calcularla? Si el enunciado del problema pide que calculemos la pureza del nitrato utilizado, evidentemente la masa de nitrato de plata que nos están dando como dato, corresponde a una masa impura. Es decir, los 33,8 g de nitrato de plata contienen impurezas. Por lo que para calcular la pureza, estaría faltando el dato de la masa pura de nitrato de plata. ¿Cómo puedo calcularla?

Considerando que las impurezas no intervienen en la reacción, podría calcular la masa de nitrato de plata puro a partir del dato de la masa de cromato de plata precipitada, utilizando la relación estequiométrica

• ¿Puedes establecer relaciones entre los elementos del problema a partir de la representación

elegida?

En primer término, vemos la información que nos proporciona la ecuación: 2 moles de nitrato de plata, que pesan 340g, reaccionan con suficiente cantidad de cromato de potasio para formar 1 mol de cromato de plata, que pesa 332 g.

$2\ AgNO_3(aq)+K_2CrO_4(aq)\rightarrow Ag_2CrO_4(s)+2\ KNO_3\ (aq)$

2 x 170g/mol=340g 332g/mol

¿g? **Dato: 20 g**

Luego, deberíamos comparar nuestro dato, con la información que proporciona la ecuación, de lo que resulta:

$$\frac{340\text{ g de } AgNO_3}{332\text{g de } Ag_2CrO_4}=\frac{x\text{ g de } AgNO_3}{20\text{ g de } Ag_2CrO_4}$$

Despejando luego la incógnita:

$$x\text{ g de } AgNO_3=\frac{340\text{ g de } AgNO_3\cdot 20\text{ g de } Ag_2CrO_4}{332\text{g de } Ag_2CrO_4}=$$

$$x\text{ g de } AgNO_3=20{,}48\text{g } AgNO_3 \text{ PUROS}$$

Como se puede observar, los 20g de cromato de plata se obtienen a partir de 20,48g de nitrato de plata, lo cual indica que una parte de la masa inicial del nitrato de plata (33,08g) no reaccionó.

Con el dato de masa pura obtenido, podemos calcular, a partir de la fórmula, la pureza del reactivo.

$$\text{Pureza}=\frac{\text{masa pura}}{\text{masa impura(comercial)}}\cdot 100=$$

$$\text{Pureza}=\frac{20{,}48\text{g}}{33{,}8\text{g}}\cdot 100=60{,}6\%$$

La pureza del nitrato de nitrato de plata utilizado es del 60,6 %

- ¿Serías capaz de encontrar otro camino para llegar al mismo resultado?

Podemos calcular la pureza obteniendo la masa pura (en gramos) que hay en 100g de reactivo (masa impura). Para ello partimos del dato de la masa pura calculado a través de la relación estequiométrica.

Si los 33,8 g. de nitrato de plata impuros contienen 20,48 g. de nitrato de plata puros, ¿cuántos gramos puros habrá en 100 g del nitrato de plata comercial?

$$\frac{20{,}48\text{ g de } AgNO_3 \text{ puros}}{33{,}8\text{g de } AgNO_3\text{impuros}} = \frac{\text{x g de } AgNO_3 \text{ puros}}{100\text{ g de } AgNO_3 \text{ impuros}}$$

Despejamos luego la incógnita:

$$\text{xg de } AgNO_3\text{puros} = \frac{20{,}48\text{ g de } AgNO_3 \text{ puros} \cdot 100\text{g de } AgNO_3\text{impuros}}{33{,}8\text{g de } AgNO_3\text{impuros}}$$

x gramos puros = 60,6 gramos de $AgNO_3$ puros

Como puedes observar la relación que tenemos es que si de cada 33,8g $AgNO_3$ impuros reaccionan 20,48g $AgNO_3$ puros; entonces, cada 100g impuros reaccionarían 60,6 g, lo cual podríamos expresar como porcentaje de 60,6 %. Como habrás notado, hemos llegado al mismo resultado por caminos diferentes.

3º **Debes realizar la verificación y revisión del plan ejecutado**

• ¿Es correcto lo que hiciste?

…….

• ¿Puedes corroborarlo hallando alguno de los datos a partir del resultado final?

$$\frac{60{,}6\text{ g de } AgNO_3 \text{ puros}}{100\text{g de } AgNO_3\text{impuros}} = \frac{\text{x g de } AgNO_3 \text{ puros}}{33{,}8\text{ g de } AgNO_3 \text{ impuros}}$$

Despejamos luego la incógnita: x g $AgNO_3$ puros.

$$\text{x g puros} = \frac{60{,}6\text{ g de } AgNO_3 \text{ puros} \cdot 33{,}8\text{g de } AgNO_3}{100\text{g de } AgNO_3\text{impuros}}$$

$$\text{x g puros} = 20{,}48\text{g de } AgNO_3$$

Observamos que si la pureza es del 60,6 %, de 33,8 gramos de nitrato de plata impuro reaccionarían 20,48 gramos puros.

Nuestra próxima relación sería ¿Qué cantidad de cromato de plata produciría esa masa de nitrato de plata?

$$\frac{332\text{ g de } Ag_2CrO_4}{340\text{g de } AgNO_3} = \frac{\text{x g de } Ag_2CrO_4}{20{,}48\text{ g de } AgNO_3}$$

Despejamos luego la incógnita:

$$\text{xg de } Ag_2CrO_4 = \frac{332\text{ g de } Ag_2CrO_4 \cdot 20{,}48\text{g de } AgNO_3}{340\text{g de } AgNO_3}$$

$$\text{x g de } Ag_2CrO_4 = 20g$$

• ¿Revisaste cada uno de los pasos para asegurarte que no cometiste errores en las relaciones que estableciste al elaborar tu plan?

• ¿Hiciste un análisis dimensional en las expresiones matemáticas utilizadas?

En éste momento debes revisar que las unidades correspondan a los datos que te da el problema y al resultado obtenido.

4º **Debes realizar la comunicación de los resultados**

• ¿Puedes explicar lo realizado?

Debes tener en cuenta si los resultados obtenidos responden a las incógnitas del problema.

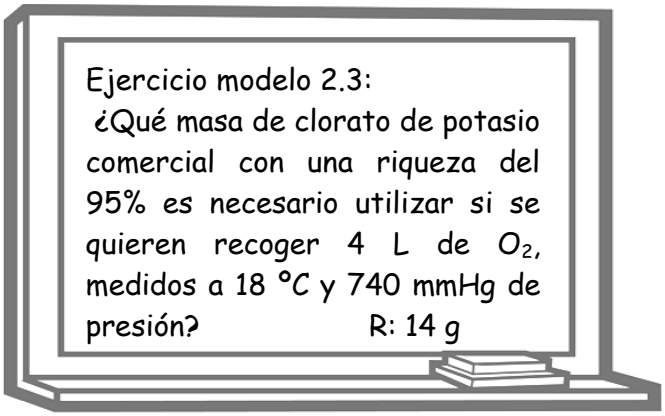
• ¿Puedes justificar el camino elegido?

……..

• ¿Puedes expresar el resultado en forma verbal o gráfica?

Veremos ahora, otro caso que puede presentarse:

c) Se necesita calcular la cantidad de reactivo impuro necesario para obtener una cierta cantidad de producto:



Seguiremos los pasos ya vistos para resolver el problema:

1º Realizamos una lectura comprensiva del problema

• Lee atentamente el enunciado del problema y registra los datos identificándolos mediante la simbología adecuada.

- Se requiere obtener oxígeno, a partir de la descomposición térmica de clorato de potasio.

- La cantidad de oxígeno que desea obtenerse es 4 L, medidos a 18ºC y 740 mmHg de presión.

• ¿qué tienes que averiguar? ¿Cómo representarías la incógnita?

Necesitamos averiguar la cantidad de clorato de potasio comercial que se necesita. El reactivo a utilizar contiene impurezas (el enunciado dice que tiene una riqueza del 95%; ésta es la pureza del reactivo). Necesitamos calcular la **masa impura** necesaria.

• realiza la representación del enunciado: $2\ KClO_3\ (s) + calor \rightarrow 2\ KCl\ (s) + 3\ O_2\ (g)$

2º **Debes elaborar y ejecutar un plan para la resolución del problema**

• ¿Puedes relacionar los datos del problema a partir de la representación elegida?

Para calcular la masa impura, ¿qué necesitarías? Si conocemos la pureza del reactivo, debemos calcular la masa pura de reactivo (clorato de potasio) necesaria.

Ésta, la podemos calcular a partir de la relación estequiométrica.

$2\ KClO_3\ (s) + calor \rightarrow 2\ KCl\ (s) + 3\ O_2\ (g)$

¿g puros? **D= 4 L de O_2 (medidos**

a 18ºC y 740 mmHg)

• Realiza ahora el cálculo correspondiente.

Tal como hemos hecho en los problemas anteriores, debemos relacionar nuestro dato con la relación que establece la ecuación. Como el volumen no está medido en condiciones normales de presión y temperatura, ¿qué podemos hacer para establecer la comparación?

Calcula la **masa de clorato de potasio pura** necesaria para la reacción, utilizando alguna de las alternativas que hemos visto previamente:

Si has realizado los cálculos en forma correcta, la masa de clorato de potasio pura que has calculado debe ser 13,3 g.

• la masa obtenida, ¿corresponde a la droga comercial?

• de ser negativa tu respuesta, ¿cómo puedes calcular la **masa comercial (masa impura)** a partir de la **masa de clorato de potasio pura**?

Puedes usar distintos caminos. Te ayudamos con uno de las posibles alternativas:

A partir de la fórmula la pureza del reactivo, podemos despejar masa impura:

$$\text{Pureza} = \frac{\text{masa pura}}{\text{masa impura}}$$

$$\text{masa impura} = \frac{\text{masa pura}}{\text{Pureza}} \cdot 100$$

• la respuesta que debes obtener, ¿corresponderá a una masa mayor o menor a la masa de clorato de potasio puro necesario para la reacción? Si el reactivo a utilizar contiene impurezas, ¿se necesitará mayor o menor cantidad de reactivo que la masa de clorato de potasio puro?

3º **Debes realizar la verificación y revisión del plan ejecutado**

• el resultado obtenido, ¿es acorde a lo esperado?

4º **Debes realizar la comunicación de los resultados**

• comunica literalmente tu resultado

A partir de los problemas que te hemos explicado puedes resolver los problemas propuestos en el cuadernillo de ejercitación.

UNCUYO
UNIVERSIDAD NACIONAL DE CUYO

FCA
FACULTAD DE CIENCIAS AGRARIAS

FACULTAD DE CIENCIAS AGRARIAS

UNCUYO

QUÍMICA

Ing Qca Susana Otoya
Ing Qca Silvina Tonini
Lic Sandra Rodriguez
Lic Daniel Galvez
Dra. Daniela Locatelli
Lic Liliana Ferrer

Ingreso FCA - Ejercitación

"La Educación es el arma más poderosa que puedes usar para cambiar el mundo.

Nelson Mandela

Nociones Básicas

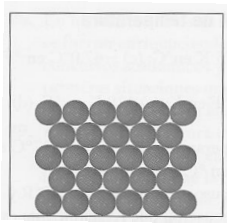
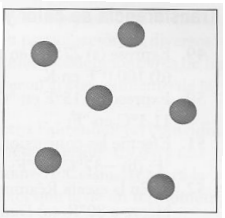
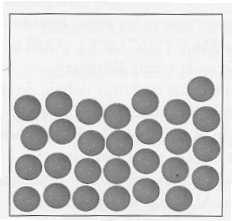
Para resolver los ejercicios que te propondremos, deberás comprender algunos términos. Para ello te sugerimos que consultes el apunte de teoría y algunos de los 🕮 citados en la bibliografía. ¡A leer!

1- Ubica en la tabla las siguientes características según correspondan al estado sólido, líquido ó gaseoso.

- dureza - forma variable - viscosidad
- expansibilidad - volumen constante - partículas próximas con movimiento
- volumen constante - forma constante - partículas ordenadas y fijas
- forma variable - volumen variable - partículas distantes y libres

SÓLIDO	LÍQUIDO	GASEOSO

Los modelos siguientes representan a una sustancia simple en sus tres estados físicos.

I  II  III 

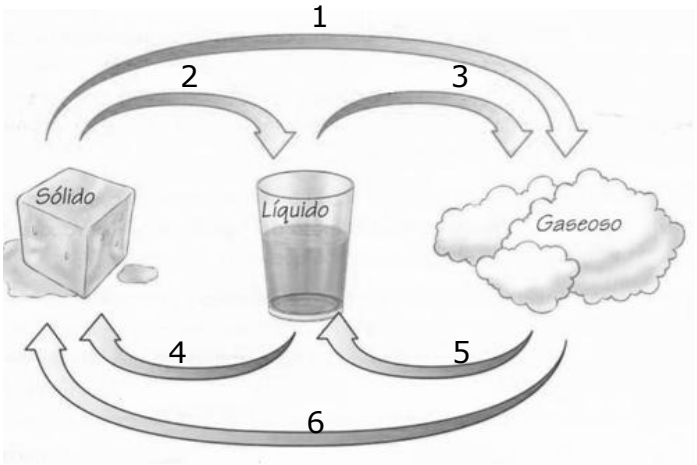
a) ¿qué modelo representa un sólido? _ _ _

b) ¿Qué modelo representa un líquido? _ _ _

c) ¿Qué modelo representa un gas? _ _ _

d) Ordena estos estados del menos denso al más denso. _ _ _ _ _ _ _ _ _

3- De acuerdo con el siguiente esquema, coloca a cada número el nombre del cambio de estado correspondiente:



1 - _ _ _ _ _ _ _ _ _ _ _ _ _ _ _ _

2 - _ _ _ _ _ _ _ _ _ _ _ _ _ _ _ _

3 - _ _ _ _ _ _ _ _ _ _ _ _ _ _ _ _

4- A continuación, se indica un listado numerado de términos de importancia en química. Para algunos de ellos, se han escrito sus definiciones (tercer columna).
Asocia cada término con su definición, colocando en el cuadro el número correspondiente.

1 - Materia
2 - Masa
3 - Cuerpo
4 – Peso
5 - Presión
6 – Volumen
7 – Trabajo
8 – Capacidad
9 – Energía
10- Elemento

☐ Porción limitada de materia.
☐ Cantidad de espacio que ocupa un cuerpo.
☐ Capacidad de realizar un trabajo o transferir calor.
☐ Todo aquello que posee masa y ocupa un espacio.
☐ Medida de la cantidad de materia.
☐ Medida de la atracción gravitatoria de la

5-En el siguiente cuadro, clasifica a cada una de las propiedades, marcando con una cruz (X) en la categoría que corresponda teniendo en cuenta los criterios de clasificación de los sistemas materiales:

PROPIEDAD	Física	Química	Intensiva	Extensiva	General	Específica
Masa						
Densidad						
Reacción ante un ácido						
Temperatura						
Color						
Punto de fusión						
Oxidación en aire húmedo						
Olor						
Área						
Volumen						

6-Un químico observa las siguientes características de una sustancia: Es un gas incoloro, inodoro e insípido. Su punto de fusión es -210 ºC y su punto de ebullición normal es -196 ºC. Es muy poco reactivo, no obstante reacciona con magnesio y litio.

¿Cuáles de estas características son propiedades físicas y cuáles son químicas?

¿Podrías ordenarlas en las dos columnas que se dan a continuación?

propiedades físicas	propiedades químicas
----------	----------
----------	----------
----------	----------
----------	----------
----------	----------

7- Señala cuáles de los siguientes procesos son cambios físicos y cuáles son cambios químicos:

- vaporización del agua **.....**
- mezcla de dos gases: oxígeno e hidrógeno **.....**
- oxidación de un clavo de hierro **.....**
- calentamiento de un trozo de aluminio **.....**
- fermentación de un mosto de uva **.....**
- Elaboración de yogurt a partir de leche **.....**
- formación de agua al hacer saltar una chispa eléctrica en una mezcla de oxígeno e hidrógeno **.....**

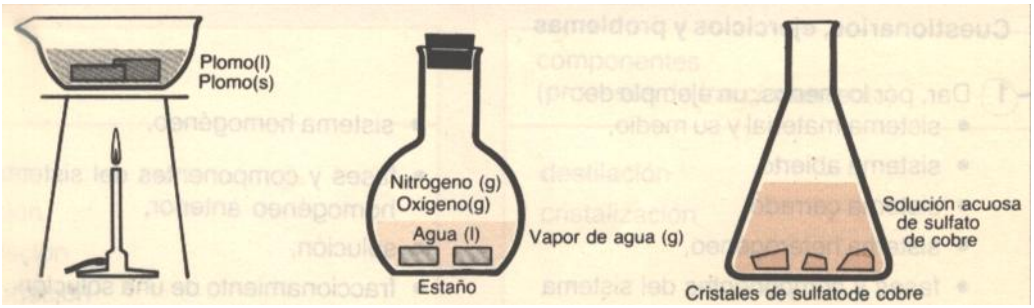
8- En base al texto teórico diferencia entre los siguientes pares de términos.

Sistema homogéneo	
Sistema heterogéneo	
Propiedades específicas	
Propiedades extensivas	
Solución	
Sustancia pura	
Sustancia simple	
Sustancia compuesta	

9 - Deberás relacionar uniendo con una flecha cada término de la columna II con la proposición que le corresponde de la columna I.

Columna I	Columna II
• Sustancia que puede descomponerse	• Sistema heterogéneo
• Sistema formado por dos o más fases	• Sistema homogéneo
• Densidad de un líquido a 20 ºC	• Solución
• Sustancia que no descompone	• Sustancia pura
• Sistema homogéneo fraccionable	• Sustancia compuesta
• Volumen de un sólido	• Sustancia simple
• Sistema homogéneo no fraccionable	• Propiedad específica
• Sistema que no presenta interfases	• Propiedad extensiva

10-Determina el número de componentes (n) y el número de fases (f) en los sistemas dibujados.



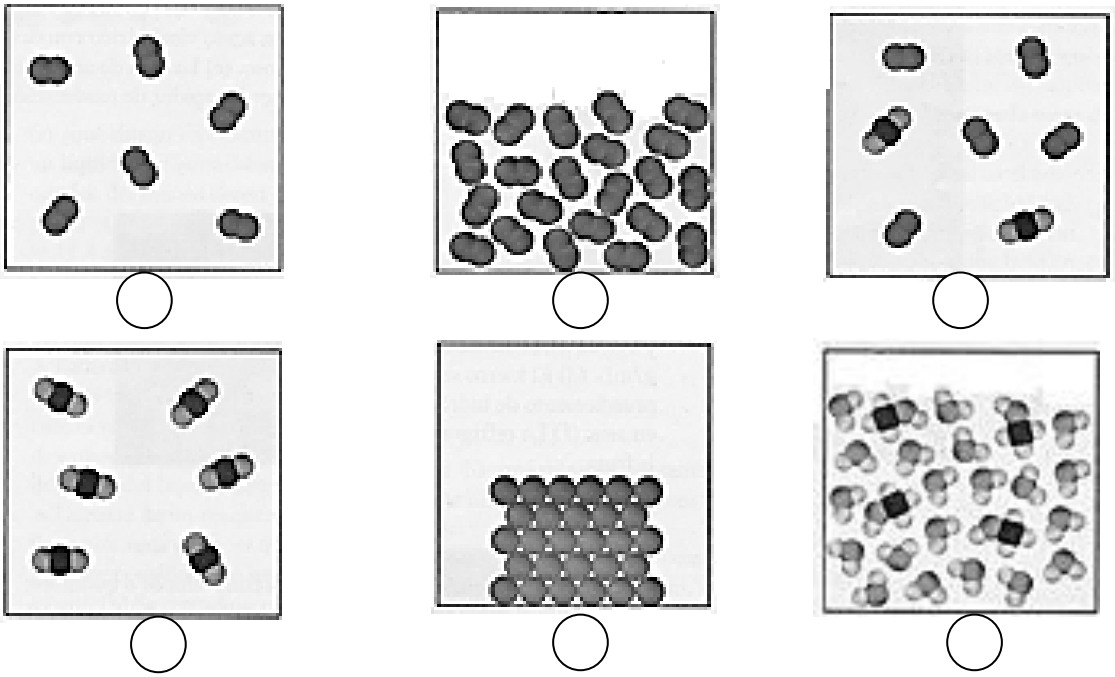
n = f = n = f = n = f =

11-Completa la expresión, insertando en el espacio **I** términos tomados de la serie **I**, y en el espacio II de la correspondiente serie:

"Un sistema monofásico es _ _ _I_ _ _ porque tiene_ _ _ _ _ _ _ II_ _ _ _ _ _ _ _ _ _ _ _ _ _ _ _ _".

Serie I	Serie II
. material	. un componente
. aislado	. un elemento
. homogéneo	. propiedades independientes de la masa
. uniforme	. propiedades iguales en toda su masa
. simple	. más de una fase

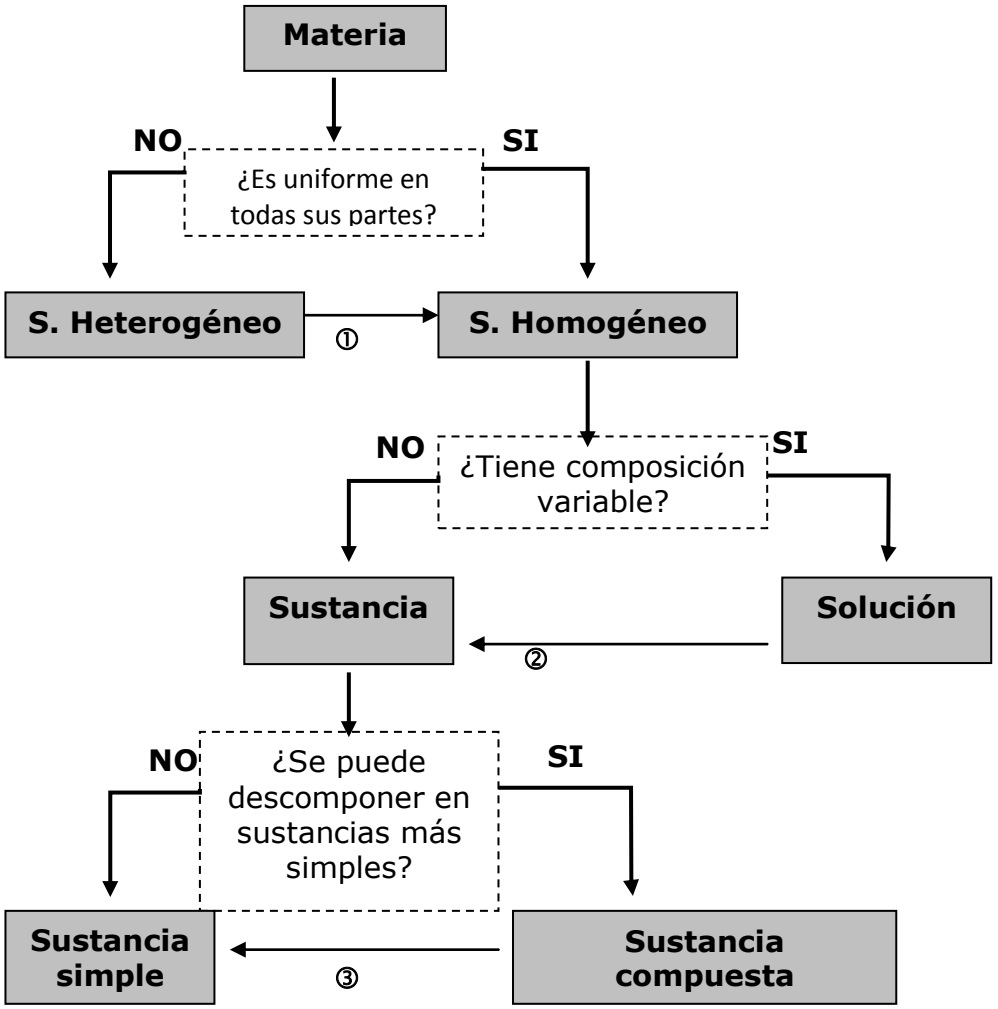
12-Los dibujos siguientes son representaciones moleculares de (a) una sustancia simple gaseosa; (b) un compuesto gaseoso; (c) una mezcla gaseosa; (d) una solución líquida; (e) un sólido; (f) un líquido puro.



Analiza detenidamente cada uno de ellos y luego identifica a cada uno con las letras a, b, c, d, e, f, según corresponda. Explica tus respuestas y da ejemplos posibles para cada uno de ellos.

CLASIFICACIÓN DE LOS SISTEMAS MATERIALES

El esquema que se presenta a continuación se denomina "árbol de decisión" dado que mediante las preguntas (formuladas en los recuadros de líneas punteadas) y las respuestas posibles (NO, SI), es posible clasificar cualquier sistema material.



① - Métodos Mecánicos **② Métodos Físicos** **③ Métodos Químicos**

13-Indica si las siguientes proposiciones son Verdaderas o Falsas y justifica tu respuesta.

a) Todas las sustancias puras son sistemas homogéneos. _ _ _ _ _ _ _ _

b) Todos los sistemas homogéneos están formados por una sola sustancia. _ _ _ _ _ _ _ _

c) Todas las mezclas son heterogéneas. _ _ _ _ _ _ _ _

d) Las sustancias puras pueden ser homogéneas o heterogéneas. _ _ _ _ _ _ _ _

e) Todas las mezclas tienen por lo menos dos fases. _ _ _ _ _ _ _ _

14-Tomando como referencia el diagrama anterior y para los sistemas propuestos, completa el cuadro colocando una cruz en la columna correspondiente a cada categoría.

SISTEMA	SUSTANCIA PURA		MEZCLA	EL SISTEMA ES	
	SIMPLE	COMPUESTA		HOMOGÉNEO	HETEROGÉNEO
Arroz con leche					
Sulfato de cobre					
Diamante					
Salmuera					
Aceite y agua					
Aluminio					
Aire filtrado					
Agua con hielo					
Mosto de uva					
Agua mineral					
Barra de azufre					
Hamburguesa					
Azúcar					
Helio					
Vapor de agua					

Símbolos químicos

Te recomendamos buscar en tu 🕮 de consulta o en la tabla periódica el listado de los elementos con sus símbolos correspondientes, que deberás recordar para resolver los ejercicios siguientes.

Encontrarás enunciados del siguiente tipo:

15-Escribe el símbolo de los siguientes elementos químicos:

aluminio: _ _ _ _ azufre:_ _ _ _ potasio:_ _ _ _ mercurio:_ _ _

nitrógeno:_ _ _ _ cromo:_ _ _ _ calcio: _ _ _ _ estaño:_ _ _

16-Escribe el nombre de los elementos químicos cuyos símbolos son:

Mg:_ _ _ _ _ _ _ P: _ _ _ _ _ _ _ Cu:_ _ _ _ _ _ Zn:_ _ _ _ _ _ _

C: _ _ _ _ _ _ _ _ Na:_ _ _ _ _ _ H: _ _ _ _ _ _ _ He:_ _ _ _ _ _ _

17-Marca con una cruz la respuesta que corresponde a cada una de las siguientes preguntas:

a. ¿Qué símbolo sobra en las respuestas si nos referimos a: calcio, litio, potasio, y cobalto

❍ Li ❍ Na ❍ Ca ❍ Co ❍ K

b. ¿Qué símbolo de estos elementos: flúor, potasio, azufre, cobre y hierro; está equivocado?

❍ K ❍ Fe ❍ S ❍ Co ❍ F

18-En el siguiente listado se han escrito las fórmulas químicas de distintas sustancias inorgánicas moleculares.

a)	H_2	□	e) NO	□	i) O_3	□
b)	SO_2	□	f) NO_2	□	j) Cl_2O_7	□
c)	HCl	□	g) P_8	□	g) He	□
d)	H_2O	□	h) Ar	□	g) F_2	□

I- Marca con una cruz aquellas moléculas que sean diatómicas.

II- Encierra en un círculo las fórmulas que corresponden a una sustancia simple.

III- Pinta el recuadro de aquellas que correspondan a sustancias poliatómicas.

Estructura Atómica y Tabla Periódica

Estructura atómica

1- Coloca Verdadero (V) o Falso (F) según corresponda:

- En los núcleos de los átomos hay electrones y protones. .....
- Solo los protones constituyen los núcleos atómicos. .....
- Los electrones se distribuyen alrededor del núcleo. .....
- Los neutrones tienen masa aproximadamente igual a la de los protones. .....
- La diferencia entre el número de masa y el número de neutrones es igual al número de protones. .....
- Los isótopos difieren en el número de protones. .....
- La cantidad total de neutrones de un átomo es igual al número de atómico. .....
- El número atómico de un elemento es igual al número de neutrones en su núcleo. .....

2- El núcleo de un átomo neutro consta de 13 protones y 14 neutrones, entonces:

¿Cuál será su número atómico?.....

¿Cuántos electrones posee?.....

¿Cuál será su número másico?.....

3- Completa el siguiente cuadro, buscando en caso de ser necesario en la Tabla Periódica, el nombre del elemento correspondiente o el valor de su número atómico:

Nombre del elemento	Z	A	Notación ${}^{A}_{Z}X$	Número de protones (p)	Número de electrones del átomo neutro (e)	Número de neutrones (n)
			${}^{9}_{4}Be$			
magnesio		24				
				82		122

4. Considerando el isótopo del bromo-81: ${}^{81}_{35}Br$; selecciona la combinación que corresponde al número atómico, número de neutrones y número másico respectivamente:

- ❍ 35, 46, 81
- ❍ 35, 81, 46
- ❍ 81, 46, 35
- ❍ 46, 81, 35

5- Marca con una X las opciones correctas que completaría el siguiente enunciado: "los átomos de carbono, ${}^{12}C$ y ${}^{14}C$ …

…tienen igual número de neutrones ☐ …tienen igual número másico ☐

… son isótopos del carbono ☐

6-El hidrogeno presenta tres isótopos: ^{1}H que se halla en un 99.20%, el ^{2}H en un 0,79% y el ^{3}H en un 0,000000001%. Calcule la masa atómica promedio.

7- En la naturaleza hay tres isótopos de magnesio a continuación se indican sus abundancias y sus masas, determinadas por espectrometría de masas. Emplear esta información para calcular la masa atómica del magnesio.

Isótopo	% Abundancia	Masa (uma)
^{24}Mg	78,70	23,98505
^{25}Mg	10,13	24,98584
26 Mg	11,17	25,98259

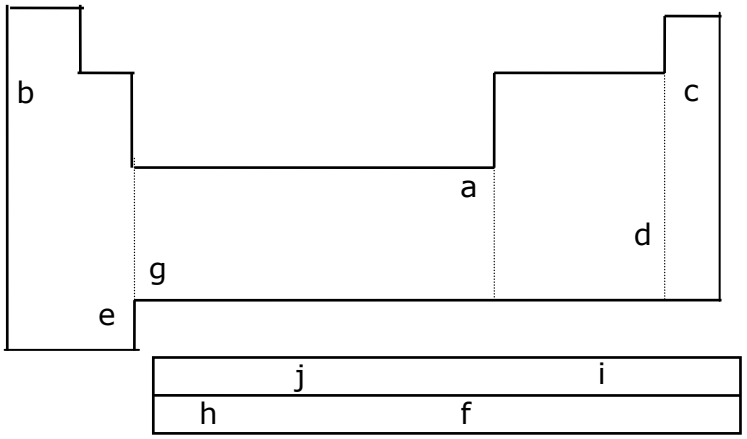
8- Completar el siguiente cuadro

Símbolo	N°atómico	N° De masa	Cantidad de protones	Cantidad de neutrones	Cantidad de electrones	Isótopos *(Ejemplos)
$^{35}_{17}Cl$						
$^{64}_{29}Cu$						
			10	11		
						$^{2}_{1}H$
			35			
	15	31				
		40	18			

*Realice ejemplos a modo conceptual.

Tabla periódica

9- En el siguiente esquema de la Tabla Periódica se han indicado por medio de los símbolos arbitrarios a ; b ; c ; d ; e ; f ; g ; h ; i ; j, elementos de la misma :



Completa las líneas de puntos con los símbolos arbitrarios a, b, etc., teniendo en cuenta su ubicación en la Tabla Periódica y los criterios de clasificación.

Indica a qué categoría pertenecen los elementos:

a – por sus propiedades:

- metales : **…… ; …… ; …… ; …… ; …… ; …… ; …… ; ……**

- no metales: **……**

b – por el nombre común del grupo de elementos:

- Metales alcalinos: **……**

- Metales alcalinotérreos: **……**

- Halógenos: **……**

- Lantanoides: **…… ; ……**

- Actinoides: **…… ; ……**

- Gases nobles: **……**

c – por su ubicación en la Tabla Periódica

- Representativos: **…… ; …… ; ……**

- De transición: **…… ; ……**

- De transición interna: **…… ; …… ; …… ; ……**

9-1**-** Sobre el esquema simplificado de la tabla periódica del punto anterior indique con flechas en orden creciente períodos y grupos.

10 - Nombra y escribe el símbolo de por lo menos tres elementos pertenecientes a:

a – metales alcalinos	-
b – metales alcalinotérreos	- - -
c – halógenos	- - -
d – gases nobles	- - -
e – elementos del segundo período	- - -
f – actínidos	- - -
g – elementos del grupo 14	- - -

11- Con ayuda de la Tabla Periódica, completa el siguiente cuadro para cada elemento consignado, a que período, grupo y a que clasificación pertenecen.

Elemento	Período	Grupo	Clasificación según su:		
			Nombre tradicional	Propiedades	Ubicación en la TP
Sodio (Na)					
Iodo (I)					
Oro (Au)					
Helio (He)					
Uranio (U)					
Hierro (Fe)					

12- Para cada consigna marca con una cruz la opción correcta:

a- Los elementos de transición son:

- ❍ todos los elementos metálicos de la tabla periódica
- ❍ los lantánidos
- ❍ los elementos del grupo 3 al 12
- ❍ todos los elementos no metálicos de la tabla periódica
- ❍ los elementos de los grupos 1 y 2.

b- Los elementos litio, sodio y potasio:

- ❍ en la tabla periódica, pertenecen al grupo 17
- ❍ son no metales
- ❍ son elementos alcalinos
- ❍ se encuentran al estado líquido
- ❍ son elementos de transición interna

Sistemática Inorgánica

Fórmulas y Nomenclatura de Compuestos Inorgánicos

1 - Hemos visto las reglas que permiten nombrar a distintos tipos de compuestos, y has aprendido a escribir sus fórmulas. Ahora, trabajaremos con todos los tipos de compuestos vistos. Antes de comenzar tu trabajo, convendría que resumieras en un cuadro las características de los compuestos estudiados, para que resulte más sencilla su diferenciación. Completa el siguiente cuadro resumen con los tipos de compuestos vistos:

Tipo de compuesto		**Iones que se combinan para escribir la fórmula:**		**Se nombran:**	**Ejemplo**	
		Catión	**Anión**		**Fórmula**	**Nombre**
Ácidos	**Hidrácidos**	H^+				
	Oxoácidos				H_2SO_4	
Hidróxidos			OH^-			
Sales	**Sales neutras**			Se nombra en primer término el anión y luego el catión.		
	Sales ácidas				$NaHCO_3$	
	Sales básicas	Catión básico				
Óxidos	**Óxidos metálicos**		O^{2-}			
	Óxidos no metálicos	No pueden formarse combinando iones				

En la ejercitación de esta unidad se te solicitará:

"*dado el nombre de una especie química escribir su fórmula*" o

"*dada su fórmula, escribir el nombre correspondiente*".

Es indispensable para esta actividad conocer el nombre y fórmula de todos los iones. Por ello te proponemos que realices primero un repaso de las tablas de iones (pág. 239, 240 y 241 de este cuadernillo) para luego abordar la ejercitación propuesta.

A continuación, veremos dos ejemplo para cada una de las situaciones propuestas, y los pasos a seguir para resolver ejercicios de este tipo.

Ejemplo 1: "Dados los nombres de las distintas especies químicas, escribe sus fórmulas"

- **ácido ortofosfórico**

  El nombre del compuesto corresponde a un ácido, ya que su nombre comienza con la palabra **ácido.** Si es un ácido sabemos que debemos usar el H^+ para escribir su fórmula y combinarlo con un anión. ¿Qué tipo de anión será el que debemos utilizar? Para ello leemos con atención el nombre del compuesto, y vemos que termina en **–ico.** Se trata entonces de un oxoanión. Si termina en –ico proviene del anión que tiene el sufijo **–ato.**

  ¡Algunos químicos usan una frase para recordar esto: **oso** bon**ito**, p**ico** de p**ato!** Puede serte útil.

  Revisamos la tabla de oxoaniones, si no recordamos el anión. El nombre ortofosfór**ico** hace referencia a un ácido del fósforo. ¿Qué anión del fósforo debemos buscar para escribir la fórmula? Buscamos el anión ortofosf**ato.** Lo encontraremos también como **anión fosfato** en la lista de oxoaniones.

  Procedemos a combinar los iones:

H^+	catión hidrógeno
PO_4^{3-}	anión fosfato

  Recordemos que para escribir la fórmula de un ácido debemos escribir tantos hidrógenos como cargas negativas tenga el anión. De modo que la fórmula queda:

  H_3PO_4

- **hidróxido de amonio**

  Para escribir su fórmula deberíamos realizar un análisis semejante al del ejemplo anterior. ¿Cómo comienza el nombre de este compuesto? De acuerdo a eso, ¿podrías decir qué tipo de compuesto es? ¿Qué iones debo combinar para escribir su fórmula? La respuesta a esas preguntas te ayudará a escribir la fórmula.

2. Las fórmulas de los compuestos que siguen pueden escribirse fácilmente si realizas un análisis semejante al de los ejemplos anteriores:

- Ácido nítrico _ _ _ _ _ _ _ _ _
- cincato de potasio _ _ _ _ _ _ _ _ _
- Nitrito de calcio _ _ _ _ _ _ _ _ _
- bromato de amonio _ _ _ _ _ _ _ _ _

• clorato de magnesio	_ _ _ _ _ _ _ _ _	• pentóxido de dinitrógeno	_ _ _ _ _ _ _ _ _
• óxido de plata	_ _ _ _ _ _ _ _ _	• ortoarseniato de plomo	_ _ _ _ _ _ _ _ _
• hipoclorito de calcio	_ _ _ _ _ _ _ _ _	• silicato de alumínio	_ _ _ _ _ _ _ _ _
• peryodato de sodio	_ _ _ _ _ _ _ _ _	• ácido sulfuroso	_ _ _ _ _ _ _ _ _
• sulfito de potasio	_ _ _ _ _ _ _ _ _	• peryodato férrico	_ _ _ _ _ _ _ _ _
• sulfato de alumínio	_ _ _ _ _ _ _ _ _	• ácido hipoyodoso	_ _ _ _ _ _ _ _ _
• metafosfito de cálcio	_ _ _ _ _ _ _ _ _	• cromito de sodio	_ _ _ _ _ _ _ _ _
• fosfato ferroso	_ _ _ _ _ _ _ _ _	• metarsenito de cinc	_ _ _ _ _ _ _ _ _
• aluminato de bário	_ _ _ _ _ _ _ _ _	• hidróxido de bário	_ _ _ _ _ _ _ _ _

Ejemplo 2: Dadas las fórmulas de distintas especies debe escribirse el nombre correspondiente:

- **HNO_2** corresponde a la fórmula de un compuesto que deberás nombrar. Lo primero que hacemos en una situación de este tipo es identificar la clase de elementos que forman el compuesto. Esta sustancia, cuya fórmula se muestra, contiene hidrógeno, ¿será un ácido? Se trata de un compuesto ternario (formado por más de dos clases de átomos). El grupo que acompaña al hidrógeno está formado por nitrógeno y oxígeno, por lo que podría pensar que se trata de un oxoácido. Si se trata de un oxoácido, y considerando que la fórmula de un ácido podría escribirse combinando el catión hidrógeno con un anión, y que la cantidad de átomos de hidrógeno que se escribe es igual a la carga del anión, se deduce de la fórmula HNO_2, que la carga del anión combinado con el hidrógeno es -1 . Este anión de carga -1 (NO_2^{-1}), ¿cómo se llama? Si no lo recordamos, podemos volver a revisar la tabla de oxoaniones, y allí encontraremos a este anión llamado **nitrito**. Si el anión tiene un nombre que termina con el sufijo **–ito**. ¿Cómo se llamará el ácido? Recordamos entonces que para nombrar el ácido se cambia la terminación **–ito** del anión por **-oso,** de modo que ya podemos nombrar al ácido cuya fórmula es **HNO_2.** Se trata del **ácido nitroso**.

3. En los siguientes ejercicios, realiza un análisis semejante al ejemplo anterior para nombrar las especies cuya fórmula se presenta.

- $Fe(OH)_2$ – – – – – – – – – – – – – –
- $Hg(NO_3)_2$ – – – – – – – – – – – – – –
- CO – – – – – – – – – – – – – –
- Na_3P – – – – – – – – – – – – – –
- HS^- – – – – – – – – – – – – – –
- NH_4HSO_4 – – – – – – – – – – – – – –
- SiO_2 – – – – – – – – – – – – – –
- $Na_4As_2O_7$ – – – – – – – – – – – – – –
- Hg_2Cl_2 – – – – – – – – – – – – – –
- K_2HAsO_4 – – – – – – – – – – – – – –
- $[FeOH]SO_4$ – – – – – – – – – – – – – –
- HIO – – – – – – – – – – – – – –
- K_2ZnO_2 – – – – – – – – – – – – – –
- $NaMnO_4$ – – – – – – – – – – – – – –
- $Zn(OH)_2$ – – – – – – – – – – – – – –
- $H_4P_2O_7$ – – – – – – – – – – – – – –
- $CuBr_2$ – – – – – – – – – – – – – –
- HIO_4 – – – – – – – – – – – – – –

4. Encierra con un círculo la respuesta correcta para cada una de las siguientes proposiciones:

a) La fórmula del sulfato de aluminio es:

Al_2SO_4 Al_3SO_4 $Al_2(SO_4)_2$ $Al_2(SO_4)_3$ $Al_3(SO_4)_3$

b) La fórmula del cloruro básico de calcio es:

$Ca(OH)_2Cl_2$ $Ca(OH)_2Cl$ $Ca(OH)Cl$ $Ca(OH)Cl_2$

c) El compuesto cuya fórmula es Na_2HPO_4 corresponde a:

fosfato de sodio fosfato di ácido de sodio

fosfato ácido de sodio fosfato ácido de disodio

5. Completa la fórmula según corresponda:

Sulfato de aluminio _ _ _ _(SO_4) Óxido de zinc Zn_ _ _ _

Hidróxido férrico _ _ _ _ (OH) Carbonato de potasio _ _ _ _ CO_3

Iodato de cálcio Ca_ _ _ _ Manganato de sodio Na _ _ _ _

6. En la siguiente tabla, completa las celdas vacía según corresponda:

CATIÓN	ANIÓN	FÓRMULA	NOMBRE
			Bicarbonato de magnesio
		$SrCl_2$	
Fe^{3+}	NO_2^-		
		$CaBr_2$	
			Sulfato básico de cromo
Co^{2+}	PO_3^-		
Hg_2^{2+}	I^-		
		$(MgOH)_2SiO_3$	
Cr^{3+}	S^{2-}		

7. Escribe las ecuaciones de disociación para el ácido fosfórico en todas sus etapas, dando nombre a los aniones formados en cada una.

8. Escribe las ecuaciones de disociación total, para las siguientes sustancias:

8.1. hidróxido de calcio

- ➢

8.2. nitrato dibásico férrico

- ➢

8.3. carbonato ácido de magnesio

- ➢

8.4. perclorato de amonio

- ➢

- CATIONES -

<table>
<tr><th>1+</th><th>2+</th><th>3+</th></tr>
<tr><td colspan="3">R E P R E S E N T A T I V O S</td></tr>
<tr><td>GR. I</td><td>GR. II</td><td>GR. III</td></tr>
<tr><td>Li^+ Na^+ K^+</td><td>Mg^{2+} Ca^{2+} Sr^{2+}</td><td>Al^{3+}</td></tr>
<tr><td rowspan="2">(catión amonio)</td><td>GR. IV</td><td>GR. V</td></tr>
<tr><td>Sn^{2+} Pb^{2+}</td><td>Bi^{3+}</td></tr>
<tr><td colspan="3">TRANSICIÓN</td></tr>
<tr><td>Cu^+ Ag^+</td><td>Mn^{2+} Fe^{2+} Cu^{2+} Zn^{2+}
Co^{2+} Cd^{2+}
Ni^{2+} Hg^{2+}
Hg_2^{2+}</td><td>Cr^{3+} Fe^{3+}</td></tr>
</table>

- ANIONES MONOATÓMICOS -

1-	2-	3-	4-
GR. VII	**GR VI**	**GR V**	**GR IV**
F^- Cl^- Br^- I^-	O^{2-} S^{2-}	N^{3-} P^{3-} As^{3-}	C^{4-}

<u>NOMENCLATURA</u>:

- catión (nombre del elemento) .....

Ej.: Al^{3+} = catión ALUMINIO

Si el elemento forma dos cationes:

- r

<u>NOMENCLATURA</u> :

- raíz del nombre del elemento + **"uro"**
  Ej. : F^- fluor**uro**

Ej.: Fe^{2+} : catión HIERRO (II) = catión FERROSO

Fe^{3+} : catión HIERRO (III) = catión FÉRRICO

CARGA IÓNICA / GRUPO	1-	2-	3-	4-
17	ClO^- hipoclorito; ClO_2^- clorito; ClO_3^- clorato; ClO_4^- perclorato BrO^- hipobrcmito; ---- ; BrO_3^- bromato; ---- IO^- ; ---- ; IO_3^- ; IO_4^-	------	------	------
16	HO^- hidróxido	SO_3^{2-} sulfito; SO_4^{2-} sulfato	------	------
15	NO_2^- nitrito; NO_3^- nitrato PO_2^- metafosfito; PO_3^- metafosfato AsO_2^- metaarsenito; AsO_3^- metaarseniato	----------	----- ; PO_4^{3-} ortofosfato (fosfato) AsO_3^{3-} ortoarsenito (arsenito); AsO_4^{3-} ortoarseniato (arseniato)	$P_2O_7^{4-}$ pirofosfato (difosfato) $As_2O_7^{4-}$ piroarseniato (diarseniato)
14	----------	CO_3^{2-} carbonato; SiO_3^{2-} silicato	------	------
13	AlO_2^- aluminato	------	------	------
TRANSICIÓN	CrO_2^- cromito; MnO_4^- permanganato	ZnO_2^{2-} cincato; CrO_4^{2-} cromato; MnO_4^{2-} manganato $Cr_2O_7^{2-}$ dicromato	------	------

	GRUPOS																	
PERÍODOS	**1**	**2**	**3**	**4**	**5**	**6**	**7**	**8**	**9**	**10**	**11**	**12**	**13**	**14**	**15**	**16**	**17**	**18**
1	H^+																H^-	He
2	Li^+		**TABLA PERIÓDICA**											CO_3^{2-}	N^{3-} NO_2^- NH_4^+ NO_3^-	O^{2-}	F^-	Ne
3	Na^+	Mg^{2+}	**Y SUS IONES**										Al^{3+} AlO_2^-	SiO_3^{2-}	P^{3-} PO_2^- PO_3^- PO_4^{3-} $P_2O_7^{4-}$	S^{2-} SO_3^{2-} SO_4^{2-}	Cl^- ClO^- ClO_2^- ClO_3^- ClO_4^-	Ar
4	K^+	Ca^{2+}				Cr^{3+} CrO_2^- CrO_4^{2-} $Cr_2O_7^{2-}$	Mn^{2+} $Mn0_4^{2-}$ $Mn0_4^-$	Fe^{2+} Fe^{3+}	Co^{2+}	Ni^{2+}	Cu^+ Cu^{2+}	Zn^{2+} $Zn0_2^{2-}$			As^{3-} AsO_2^- AsO_3^{3-} AsO_3^- AsO_4^{3-} $As_2O_7^{4-}$		Br^- BrO^- BrO_3^-	Kr
5		Sr^{2+}									Ag^+	Cd^{2+}		Sn^{2+}			I^- IO^- IO_3^- IO_4^-	Xe
6		Ba^{2+}										Hg_2^{2+} Hg^{2+}		Pb^{2+}	Bi^{3+}			Rn
7																		

Reacciones Químicas

1- De acuerdo a lo visto en la teoría, clasifica cada una de las siguientes sustancias en: ácido; base; anfótera o neutra, según corresponda.

- CO _ _ _ _
- HNO_3 _ _ _ _
- KOH _ _ _ _
- $Zn(OH)_2$ _ _ _ _
- Al_2O_3 _ _ _ _
- CaO _ _ _ _
- CO_2 _ _ _ _
- NO _ _ _ _ _

2- Balancea las siguientes ecuaciones insertando los coeficientes estequiométricos que faltan. (En este ejercicio se ha considerado también cuando el coeficiente es 1)

a. _ Fe + _ O_2 → _ Fe_2O_3

b. _ Na + _ Cl_2 → _ NaCl

c. _ Al + _ HCl → _ $AlCl_3$ + _ H_2

d. _ Cr_2O_3 + _ Al → _ Al_2O_3 + _ Cr

e. _ $CaCO_3$ + _ HCl → _ $CaCl_2$ + _ CO_2 + _ H_2O

f. _ $NaHCO_3$ → _ Na_2CO_3 + _ CO_2 + _ H_2O

g. _ H_3PO_4 + _ $Ca(OH)_2$ → _ $Ca_3(PO_4)_2$ + _ H_2O

3- Observa con atención la tabla de reglas de solubilidad para compuestos iónicos y de acuerdo a ella clasifica las sustancias siguientes como solubles (S) o insolubles (I) en agua:

Hidróxido de cobre (II) _ _ _ Sulfuro de plomo _ _ _

Sulfato de sodio _ _ _ Fosfato de calcio _ _ _

Nitrato de plata _ _ _ Hidróxido de magnesio _ _ _

Cromato de plata _ _ _ Carbonato de sodio _ _ _

Sulfato de bario _ _ _ Cloruro de plata _ _ _

Hidróxido de calcio _ _ _ Yoduro mercurioso _ _ _

En esta unidad una de las situaciones problema que se te pueden plantear es la de predecir los productos de una reacción y escribir sus ecuaciones molecular e iónica.

Para realizar estas actividades, veremos a continuación algunos ejemplos y las estrategias que te serán de utilidad para llevar adelante dichas situaciones problemáticas.

Ejemplo 1:- Predice los productos de la reacción de **neutralización parcial del dióxido de azufre con hidróxido de potasio** y escribe ecuaciones balanceadas molecular, iónica total y iónica neta.

Estrategia. El enunciado indica que esta es una reacción de **neutralización**. Recordemos que este tipo de reacciones se combinan un ácido y una base para formar una sal y eventualmente agua.

Ahora bien, ¿qué tipos de sustancias son los reactivos en esta ecuación?

En el apartado de reacciones de neutralización, volvamos al cuadro donde se definieron sustancias ácidas y básicas y analicemos:

- **Dióxido de azufre: SO_2**

  Está formado por un no metal y el oxígeno, por lo tanto se trata de un óxido no metálico. No es ninguno de los óxidos neutros que hemos mencionado (CO – N_2O – NO), por lo que es entonces, un óxido **ácido.**

- **Hidróxido de potasio: KOH**

  Está formado por un catión metálico y el anión hidróxido y es entonces, por definición una **base.**

Volviendo al enunciado, se nos aclara que se trata de una neutralización "parcial". Esto nos da la pauta de que se podría formar una sal ácida o una sal básica.

Para el ejemplo planteado ¿cuál de las dos posibilidades es factible? Analicemos los iones que se encontrarán en la solución acuosa:

- El KOH tiene un solo anión hidróxido reemplazable, se disociará según la siguiente ecuación: $KOH \rightarrow K^+ + OH^-$

  Por lo tanto, **no puede formarse una sal básica.**

- La posibilidad que queda es que se forme una sal ácida a partir del SO_2. ¿Cómo puede ocurrir esto?

El SO_2 es un gas que disuelto en agua proporciona iones, según las siguientes reacciones, que pueden representarse:

- **Ecuación de ionización :** $SO_2\,(g) + H_2O\,(\ell) \rightleftharpoons \mathbf{HSO_3^-}\,(aq) + H^+\,(aq)$

  El ion que se forma es el anión sulfito ácido y el catión hidrógeno.

- **Ecuación de ionización :** $HSO_3^-(aq) \rightleftharpoons \mathbf{SO_3^{2-}}\,(aq) + H^+\,(aq)$

Luego el anión sulfito ácido en solución acuosa, ioniza formando el anión sulfito y catión hidrógeno. Tanto el $\mathbf{HSO_3^-}$ como el $\mathbf{SO_3^{2-}}$ pueden combinarse con el K^+ para formar una sal.

Ahora, ¿cuál de estos dos iones será el que interviene en la neutralización parcial?

Si se combinara el anión sulfito ($\mathbf{SO_3^{2-}}$) con el catión potasio (K^+) se formaría una sal neutra.

Por lo tanto, para que la **neutralización** sea **parcial**, el anión que se combinaría con el catión potasio, será el $\mathbf{HSO_3^-}$. La **ecuación molecular** para la reacción se escribirá:

$$KOH\,(aq) + SO_2\,(g) \rightarrow KHSO_3\,(aq)$$

La **ecuación iónica total** es: $K^+\,(aq) + OH^-\,(aq) + SO_2\,(g) \rightarrow K^+\,(aq) + HSO_3^-\,(aq)$

La **ecuación iónica neta** es: $OH^-\,(aq) + SO_2\,(g) \rightarrow HSO_3^-\,(aq)$

Ejemplo 2: Predice los productos de la reacción entre **nitrato mercúrico** e **hidróxido de potasio** y escribe ecuaciones balanceadas molecular, iónica total y iónica neta.

Estrategia. La primera pregunta que debemos hacernos es, ¿qué tipos de sustancias son los reactivos en esta reacción?

- **Nitrato mercúrico: $Hg(NO_3)_2$**

  Se trata de una sustancia compuesta formada por un anión oxigenado (nitrato) y un catión (mercúrico), por lo tanto es una **sal neutra**.

- **Hidróxido de potasio: KOH**

  Está formado por un catión metálico y el anión hidróxido y es entonces, por definición una **base.**

  Por el tipo de sustancias que se mezclan la única posibilidad sería una reacción de doble desplazamiento. Veamos si en este caso es factible dicha reacción.

Si analizamos la tabla de solubilidad de compuestos iónicos, verificaremos que:

- **Nitrato mercúrico $Hg(NO_3)_2$:** una de las reglas dice que todos los nitratos son solubles en agua. Por lo tanto, se disociarán en solución acuosa, según la ecuación: $Hg(NO_3)_2\ (aq) \rightarrow$ **$Hg^{2+}\ (aq) + 2\ NO_3^-\ (aq)$**
- **Hidróxido de potasio KOH**: se trata de un hidróxido del grupo I, por lo cual es soluble en agua. Como vimos en el ejemplo anterior, se disociará según la siguiente ecuación: $KOH\ (aq) \rightarrow$ **K^+** (aq)**+ OH^-** (aq)

Es decir que, en el momento de la mezcla, la disolución resultante tiene los cuatro iones:

$$\mathbf{Hg^{2+}\ (aq) + 2\ NO_3^-\ (aq) + K^+\ (aq) + OH^-\ (aq)}$$

Ahora bien, ¿qué tipo de reacción ocurrirá entre estos iones?

Ante la presencia de cuatro iones en la solución, habría que analizar la posible combinación entre ellos, intercambiándose entre sí para dar lugar a la formación de otras sustancias y analizar si estas son gases o insolubles. Las combinaciones posibles serían:

- $Hg^{2+}\ (aq) + OH^-$: ¿se formará hidróxido mercúrico?

  Volviendo a la tabla de solubilidad, vemos que NO EXISTE ESTE HIDRÓXIDO. Es inestable, ya que se descompone en óxido mercúrico (compuesto insoluble) y agua. Por lo cual, se forma óxido mercúrico (HgO) que es insoluble.

- $NO_3^-\ (aq) + K^+$: se forma nitrato de potasio que es una sal soluble, como todos los nitratos.

Finalmente, la ecuación molecular que representa esta reacción es:

$$\mathbf{Hg(NO_3)_2\ (aq) + 2\ KOH\ (aq) \rightarrow HgO\ (s) + 2\ KNO_3\ (aq) + H_2O\ (\ell)}$$

La **ecuación iónica total** es:

$$Hg^{2+}\ (aq) + 2\ NO_3^-\ (aq) + 2\ K^+\ (aq) + 2\ OH^-\ (aq) \rightarrow HgO + 2\ NO_3^-\ (aq) + 2\ K^+\ (aq) + H_2O$$

La **ecuación iónica neta** es: $Hg^{2+}\ (aq) + OH^-\ (aq) \rightarrow HgO\ (s) + H_2O\ (\ell)$

En todos los casos, te será muy útil primero analizar qué tipo de sustancias se están combinando y establecer el tipo de reacción que podrá ser factible.

4) A continuación, deberás escribir las ecuaciones químicas moleculares igualadas, que representan las siguientes reacciones. Lee atentamente las recomendaciones y preguntas planteadas que pueden llegar a ayudarte a escribir las ecuaciones:

a) Síntesis de dióxido de azufre.
   - Recuerda qué significa el término síntesis
   - De acuerdo a esto, el dióxido de azufre, ¿es reactivo o producto de la reacción?
   - ¿Cuáles serán los reactivos?
   - Recuerda que primero escribes las especies químicas, y **después** te dedicas a igualar.
   - Piensa ahora como escribirías la ecuación que se solicita.

   ➢ …….

b) nitrato de plata + cromato de potasio, dando sal insoluble de plata
- ¿cuál será la sal insoluble de plata que precipita?
- Si no lo puedes deducir en forma inmediata, piensa en el intercambio de iones entre los reactivos. Escribir las fórmulas de las sustancias reactantes puede ser muy útil.
- Puedes plantear la ecuación, ¿dónde colocarás los reactivos?, ¿y el compuesto insoluble que se forma?

   ➢ …….

c) cloruro de hidrógeno + amoníaco
- ¿Qué características tienen el cloruro de hidrógeno y el amoníaco?
- De acuerdo a esto, ¿qué tipo de reacción podría producirse?
- Si se formara una sal, ¿qué anión tendría? ¿y el catión?

   ➢ …….

d) descomposición térmica del clorato de potasio
- ¿qué significa el término descomposición?
- En estos casos hay que consultar la bibliografía ya que no es factible deducir cuáles serán los productos de la descomposición. ¡No son muchos los casos que tendrás que ver en este curso!

   ➢ ……

e) descomposición térmica del óxido de plata
- En este caso es más fácil deducir los productos que se formarán, ¿por qué?

   ➢ ……

f) ácido sulfúrico + sulfito de potasio

- Piensa en las características de las sustancias reactantes
- ¿Puede formarse algún producto insoluble o gaseoso? ¿Hay alguna particularidad que tenga esta reacción?
- ¿Qué principio permite explicar que esta reacción sea factible?

  ➢ ……

g) ácido clorhídrico + estaño

- Piensa en las características de estas especies químicas. ¿Recuerdas haber visto o leído sobre alguna reacción en la que un metal reaccione con un ácido?
- ¿Qué productos se formarán?
- ¿Qué tipo de reacción será esta?

  ➢ ……

h) óxido férrico + ácido sulfúrico

- Analiza las caraterísticas químicas de las sustancias reactantes.
- Piensa en qué tipo de reacción podría producirse entre sustancias de este tipo.
- Comienza a esbozar la ecuación escribiendo las fórmulas de las sustancias reactantes. Luego, puedes pensar en el producto de reacción que escribirás.
- ¡¡¡¡Recuerda que la igualación hay que hacerla después de haber escrito las fórmulas de reactivos y productos!!!!

  ➢ .....

5. Dadas las siguientes reacciones químicas:
   a) Clasifícalas en neutralización total o parcial, síntesis, descomposición, combustión, desplazamiento simple o doble, según corresponda.
   b) Plantea e iguala las ecuaciones moleculares correspondientes.
   c) Escribe la ecuación iónica total y la ecuación iónica neta para las reacciones 5.7 – 5.10 – 5.16 – 5.20 - 5.25 – 5.26.

   5.1. magnesio + oxígeno molecular
   5.2. ácido sulfúrico con hidróxido de potasio formando una sal neutra.
   5.3. ácido clorhídrico + aluminio
   5.4. sulfuro de níquel + ácido clorhídrico
   5.5. carbonato de amonio + calor
   5.6. óxido de plata + ácido nítrico
   5.7. sulfato de amonio + hidróxido de sodio
   5.8. demostrar el anfoterismo del hidróxido de cinc frente al ácido sulfúrico y al hidróxido de sodio.
   5.9. bromo + yoduro de potasio
   5.10. cloruro de potasio + ácido sulfúrico, dando sal ácida
   5.11. sulfato de magnesio + hidróxido de sodio, dando sal básica
   5.12. cloruro férrico + hidróxido de amonio
   5.13. nitrato de plata + yoduro de potasio , dando sal insoluble de plata
   5.14. ácido clorhídrico + sulfito de potasio

5.15. amoníaco + agua
5.16. hidróxido de aluminio con ácido nitroso para formar una sal monobásica
5.17. hidróxido cúprico + calor
5.18. combustión completa del alcohol etílico (C_2H_5OH)
5.19. dióxido de silicio + óxido ferroso
5.20. ácido sulfúrico + hierro
5.21. carbonato ácido de calcio + calor
5.22. sulfato cúprico + cinc
5.23. síntesis del hidróxido de sodio
5.24. dióxido de carbono + hidróxido de sodio dando sal neutra
5.25. dióxido de carbono + hidróxido de sodio dando sal ácida
5.26. ácido sulfúrico + nitrato de bario
5.27. óxido de cinc + ácido hipocloroso
5.28. óxido crómico + hidróxido de potasio
5.29. cloruro de calcio + carbonato de sodio
5.30. carbonato de calcio + ácido clorhídrico
5.31. óxido mercúrico + calor
5.32. óxido de plomo (II) + ácido nítrico
5.33. síntesis del dióxido de carbono
5.34. combustión del monóxido de carbono
5.35. dióxido de silicio + óxido de sodio
5.36. dióxido de nitrógeno + Agua
5.37. nitrógeno + litio
5.38. combustión completa del metano

6. Responde:

   a) ¿Qué sucedería si el hidróxido de aluminio se neutraliza parcialmente con ácido clorhídrico? ¿Qué tipo de sales se formarán? Plantea las ecuaciones (todas las que resulten posibles) que representan las reacciones de neutralización (total y parcial) del hidróxido de aluminio con ácido clorhídrico.

   b) ¿Qué sucedería si el ácido fosfórico se neutraliza parcialmente con hidróxido de calcio? ¿Qué tipo de sales se formarán? Plantea las ecuaciones (todas las que resulten posibles) que representan las reacciones de neutralización (total y parcial) del ácido fosfórico con el hidróxido de calcio

7. Con todo lo que has aprendido hasta ahora ¿puedes predecir qué productos se formarán o qué reactivo necesitarás en una reacción determinada?

Completa entonces las siguientes ecuaciones con la/s especie/s química/s faltante/s e iguala:

a) Fe + ... HCl $\rightarrow$ ..... + H_2

b) ..... + Cl_2 $\rightarrow$ I_2 + ... NaCl

c) NH_4HCO_3 + calor $\rightarrow$ ..... + ... + H_2O

d) $NiCl_2$ + ... $\rightarrow$ [Ni(OH)]Cl + ...

e) $H_2SO_4 + Na_2CO_3 \rightarrow \ldots\ldots + \ldots\ldots + Na_2SO_4$

8. Elije en cuál de los siguientes procesos es factible que se efectúe una reacción de precipitación.

a) Al mezclar una disolución de nitrato de sodio con una solución de sulfato cúprico.
b) Al mezclar una disolución de cloruro de bario con una disolución de sulfato de potasio.

Escribe la ecuación molecular y la ecuación iónica neta para la reacción correspondiente.

➲

➲

9. Para la siguiente ecuación molecular, marca con una X la ecuación iónica total correspondiente:

$$NH_4NO_3\,(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NH_3(g) + H_2O(\ell) + NaNO_3(aq)$$

a)	$NH_4^+ + NO_3^- + Na^+ + OH^- \rightarrow NH_3 + H^+ + OH^- + Na^+ + NO_3^-$	
b)	$NH_4^+ + NO_3^- + Na^+ + OH^- \rightarrow NH_4^+ + HO^- + Na^+ + NO_3^-$	
c)	$NH_4^+ + NO_3^- + Na^+ + OH^- \rightarrow NH_3 + H_2O + Na^+ + NO_3^-$	
d)	$NH_4NO_3 + Na^+ + OH^- \rightarrow NH_3 + H_2O + Na^+ + NO_3^-$	

10. Elige, en cada caso, la sustancia capaz de reaccionar con el ácido clorhídrico. Justifica tu elección, y escribe la ecuación correspondiente:

a. HCl + ……..

K_2SO_4	
K_2SO_3	

b. HCl + ……..

$AgNO_3$	
KNO_3	

c. HCl + ……..

N_2O_5	
MgO	

d. HCl + ……..

Cu	
Mg	

11. Elige, en cada caso, la sustancia capaz de reaccionar con el hidróxido de sodio. Justifica tu elección, y escribe la ecuación correspondiente:

a. NaOH + ……

$Al(OH)_3$	
$Ca(OH)_2$	

b. NaOH + …….

KCl	
NH_4Cl	

c. NaOH + …….

$NiSO_4$	
$CaSO_4$	

d. NaOH + …….

SO_2	
N_2O	

12. Se han desprendido los rótulos de dos frascos que contienen soluciones acuosas diferentes:

Frasco Nº 1

Frasco Nº2

Los rótulos desprendidos presentan las siguientes leyendas:

Solución HCl

Solución KNO_3

Para identificar el contenido de cada frasco se realizan algunos ensayos:

- Se toman dos muestras de la solución del frasco Nº1

  Muestra 1: se agregan unas gotas de solución de nitrato de plata y se observa un precipitado de color blanco.

  Muestra 2: se agrega un trozo de magnesio sólido, observándose el desprendimiento de burbujas.

- Se toman dos muestras de la solución del frasco Nº 2

  Muestra 1: Al agregar unas gotas de nitrato de plata no se observa ningún precipitado.

Muestra 2: Al agregar un trozo de magnesio metálico no se observa desprendimiento de burbujas.

a. De acuerdo a las observaciones descriptas, identifica el rótulo de cada frasco.

b. Plantea las ecuaciones de las reacciones producidas en los ensayos realizados, e indica en cada caso el tipo de reacción.

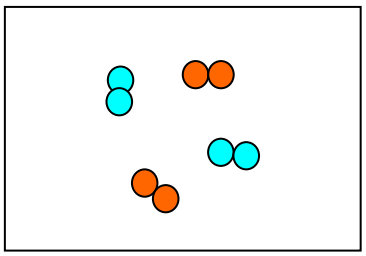
c. Justifica la diferencia de comportamiento de las sustancias de cada frasco frente al mismo reactivo.

13. Si se hubieran desprendido los rótulos de tres frascos, leyéndose en los mismos:

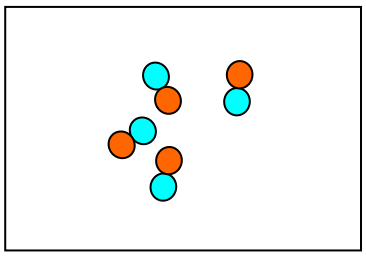
Solución NaOH	Solución Na_2SO_4	Solución H_2SO_4

Elabora un plan, con posibles ensayos a realizar a muestras de cada frasco, que permitan identificar el rótulo de cada frasco.

14. En los siguientes esquemas se han representado las partículas que intervienen en una reacción química en disolución acuosa. En los mismos se ha obviado el agua, representándose sólo las sustancias reactantes (estado inicial) y los productos de reacción (estado final).



Estado inicial



Estado final

Elige, entre las siguientes ecuaciones, aquella que podría representarse con el esquema anterior:

a) $FeO + 2\ HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2O$

b) $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2\ HCl$

c) $S + Fe \rightarrow FeS$

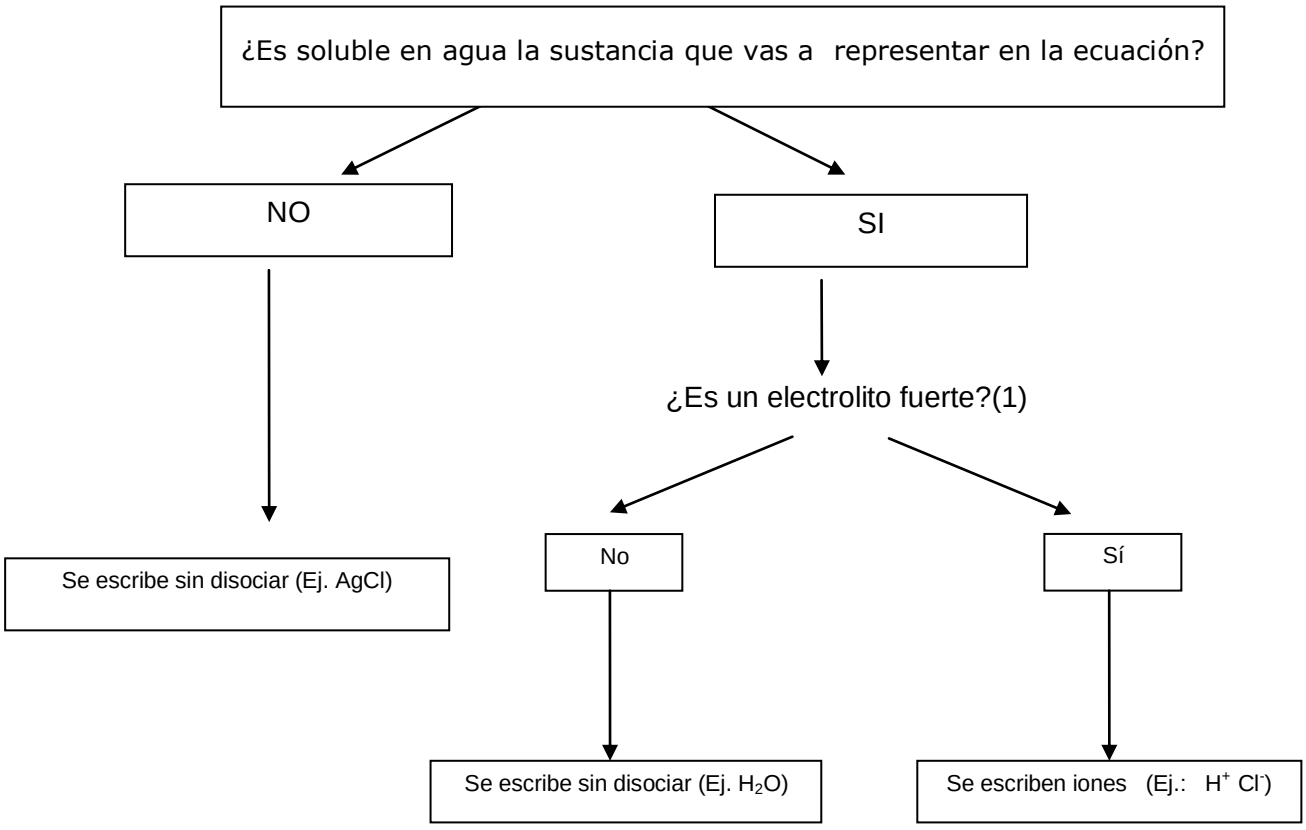
d) $4\ Fe + 2\ O_2 \rightarrow 4\ FeO$

15. Representa para las ecuaciones planteadas, mediante círculos, las partículas que intervienen en las siguientes reacciones (moléculas o iones según corresponda). En la representación que realices puede obviarse el agua. En el estado inicial consigna las sustancias reactantes y en el estado final, los productos de la reacción.

a) $BaCl_2\ (aq) + K_2SO_4\ (aq) \rightarrow BaSO_4\ (s) + 2\ KCl\ (aq)$

b) $2\ H_2\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow 2\ H_2O\ (\ell)$

El siguiente esquema puede ayudarte a ubicarte al momento de escribir ecuaciones iónicas:



(1) **La mayoría de las sales solubles, hidróxidos de los elementos del grupo 1 y los del grupo 2 (calcio, bario y estroncio) y sólo algunos ácidos comunes: $HClO_4$, $HClO_3$, HCl, HBr, HI, HNO_3, y H_2SO_4, son electrolitos fuertes.**

Leyes de las Combinaciones Químicas

Hemos abordado hasta aquí el aspecto cualitativo de las transformaciones químicas. Pero te habrás preguntado ¿en qué proporciones se combinan los elementos para formar una especie química?

Ahora, aplica las leyes estudiadas en la resolución de los siguientes ejercicios:

1.1. 10 g de azufre reaccionan con 19,8 g de cobre obteniéndose 29,8 g de sulfuro cúprico. ¿Qué masa de cobre necesito para la reacción con 18 g de azufre? ¿Qué masa de sulfuro cúprico se formará?

¿Qué ley o leyes puedes aplicar para resolver este problema? Si organizas tus datos en una tabla te podrás orientar.

Experiencia	masa de S	masa de Cu	masa de CuS	suma de las masas de S y Cu
1	10 g	19,8 g	29,8 g	.....
2	18 g	.....	.....	.....

Al sumar las masas de azufre y cobre y comparar el resultado con la masa de sulfuro cúprico obtenido, ¿puedes sacar una conclusión? ¿Qué ley se verificó?

Si ahora aplicas la ley de Proust podrás determinar la masa de cobre necesaria para la segunda experiencia. Veamos como podemos realizar el cálculo.

Experiencia 1: $\frac{masa\,Cu}{masa\,S} = \frac{19,8g}{10g} = 1,98$

Experiencia 2: $\frac{masa\,Cu}{masa\,S} = \frac{xg}{18g} = 1,98$

Si despejas x de esta expresión, resulta: 35,64 g de cobre.

Te falta calcular la masa de sulfuro cúprico obtenido. Si observas la tabla que te hemos presentado ¿puedes dar esta respuesta? ¿Qué cálculo deberías realizar?

Si en el cuadro escribiste: m S + m Cu = m CuS (para la experiencia 1)

Ahora debe cumplirse lo mismo, entonces será:

m CuS = 18 g S + 35,64 g Cu

m CuS = 53,64 g

✎ Sigue practicando con estos ejercicios

1.1. 20 g de la sustancia X reaccionan con 4 g de la sustancia Y, dando como producto la sustancia Z. Calcula la masa obtenida de Z cuando 5 g de X reaccionan con suficiente cantidad de Y. R: 6 g de Z

1.2. La relación gravimétrica para la combinación de hierro con oxígeno, para dar óxido ferroso, es 7/2.

a) ¿Qué masa de metal reacciona con 10 g de oxígeno? R: 35 g de Fe

b) ¿Qué masa del óxido se forma? R: 45 g del óx.

1.3. El oxígeno y el hidrógeno se combinan para formar agua según la relación en masa 8/1. Calcula la cantidad de hidrógeno y oxígeno necesaria para formar 45 g de agua.

R: 5 g de H_2 y
40 g de O_2

1.4. El sodio y el oxígeno se combinan para formar óxido de sodio según la relación en masa 23/8. Calcula:

a) la masa de óxido de sodio que se formará al reaccionar 50 g de sodio y 40 g de oxígeno.
R: 67,39 g de óx.

b) ¿Hay exceso de alguno de los reactivos? Calcula la masa de reactivo en exceso.
R: 22,61 g de O_2

2.1. Calcula la masa atómica absoluta (α) de:

a - aluminio R: $4{,}5.\ 10^{-23}$ g

b - nitrógeno R: $2{,}33.\ 10^{-23}$ g

Veamos cómo abordar la resolución del ítem (a). Algunas preguntas te servirán para saber si has comprendido el problema.

- **¿Cuál es tu incógnita?**

Necesitas calcular la masa absoluta de un átomo.

- **¿Qué datos explícitos e implícitos proporciona el enunciado?**

Dato explícito: se trata de aluminio

Datos implícitos:

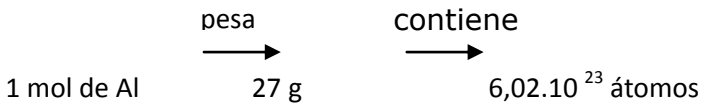
- Su fórmula: Al

- Seguramente, necesitarás buscar información complementaria: por ejemplo, su masa molar .Esta información la encuentras en la Tabla Periódica : es de 27 g/mol

- La información teórica de este tema te permite conocer que :

un mol de aluminio contiene el Número de Avogadro de átomos.

- **¿Puedes establecer relaciones entre estos datos implícitos?**



- Como necesitamos calcular la masa absoluta de un átomo, podemos establecer la siguiente proporción:

$$\frac{27\,g}{6{,}02\times10^{23}\,átomos} = \frac{x g}{1\,átomo}$$

Si despejas x de esta ecuación resulta 4,5.10 $^{-23}$ g

Siguiendo este esquema puedes resolver el ítem (b) y los ejercicios posteriores.

✎ **AHORA SI..... A TRABAJAR!**

2.2. Una gota de bromo ocupa 0,025 mL. Si la densidad del mismo es 3 g / mL, calcula:

a - número de moléculas de bromo que hay en la gota R: 2,82.10^{20} moléc.

b - número de átomos de bromo presentes en la misma R: 5,64.10^{20} át.

c - ¿Cuánto pesa una molécula de bromo? R: 2,66.10^{-22} g

Te presentamos a continuación una propuesta de trabajo, que consiste en una serie de pasos para resolver el ejercicio.

Nos proponemos en el ítem (a): Calcular el **Número de moléculas.**

Veamos como abordar la resolución del ítem. Algunas preguntas te servirán para saber si has comprendido el problema.

- **¿Cuál es tu incógnita?**

Necesitas calcular el número de moléculas que hay en una gota de bromo.

- ¿Qué datos explícitos e implícitos proporciona el enunciado?

Datos explícitos: se trata de una gota de bromo

la densidad del bromo es 3 g/mL

el volumen que ocupa una gota de bromo es 0,025 mL

Datos implícitos:

- Su fórmula es: Br_2
- Su masa molar es 160 g/mol (2 x 80 gramos, esta información complementaria la encuentras en la Tabla Periódica).
- Según lo que hemos aprendido de este tema: "un mol de bromo contiene el Número de Avogadro de moléculas".

$$1 \text{ mol de } Br_2 \xrightarrow{\text{pesa}} 160 \text{ g} \xrightarrow{\text{contiene}} 6{,}02.10^{23} \text{ moléculas de } Br_2$$

A partir de la densidad del bromo (3 g de bromo ocupan un volumen de 1 mL) podemos calcular la masa de una gota de bromo (0,025 mL).

densidad = masa / volumen,

Si despejamos masa: m = densidad x volumen = 3 g/mL x 0,025 mL = 0,075 g

De modo que una gota de bromo pesa 0,075 g Br_2

- Como necesitamos calcular el número de moléculas en una gota de bromo (que sabemos que pesa 0,075 g), podemos establecer la siguiente proporción:

$$\frac{6{,}02 \times 10^{23} \text{ moléculas de } Br_2}{160 \text{ g}} = \frac{x \text{ moléculas } Br_2}{0{,}075 \text{ g } Br_2}$$

Si despejas x de esta ecuación

$$\text{moléculas de } Br_2 = \frac{6{,}02 \times 10^{23} \text{moléculas de } Br_2 \times 0{,}075 \text{ g } Br_2}{160 \text{g } Br_2}$$

Teniendo en cuenta la resolución del ítem (a), podrás resolver el ítem (b), si buscas los datos explícitos e implícitos, considerando que tienes que calcular el **número de átomos** que hay en una gota de bromo.

- ¿**Cuál es tu incógnita?**

Necesitas calcular el número de átomos que hay en una gota de bromo.

- **¿Qué datos explícitos e implícitos proporciona el enunciado?**

Datos explícitos: se trata de una gota de bromo *(son los mismos que para el ítem a)*

la densidad del bromo es 3 g/mL

el volumen que ocupa una gota de bromo es 0,025 mL

Datos implícitos:

- Su masa atómica es 80
- Según lo que hemos visto: "un mol de átomos de bromo contiene el Número de Avogadro de átomos".

1 mol de átomos de Br $\xrightarrow{\text{pesa}}$ 80 g $\xrightarrow{\text{contiene}}$ **$6{,}02.10^{23}$ átomos de Br**

(observa la diferencia con el ítem a)

La masa de una gota de bromo ya la hemos calculado para resolver el ítem a, por lo que ahora podemos utilizar ese dato:

$$\text{átomos de Br} = \frac{6{,}02 \times 10^{23}\text{moléculas de Br} \times 0{,}075\ \text{g Br}}{80\ \text{g Br}_2}$$

x = 5,64 .10^{20} átomos de Br

¿Podríamos haberlo resuelto de otra forma? Podrías pensar otra alternativa de solución, partiendo del resultado del ítem a.

Para terminar el ejercicio, podemos averiguar el ítem (c), que nos pedía calcular **cuánto pesa <u>una</u> molécula** de bromo (ésta es tu incógnita).

Datos explícitos: son los mismos que en los ítem anteriores

Datos implícitos:

- Su fórmula es: Br_2
- Su masa molar es 160 g/mol (2 x 80 gramos, esta información complementaria la encuentras en la Tabla Periódica).
- Según lo que hemos aprendido de este tema: "un mol de bromo contiene el Número de Avogadro de moléculas".

1 mol de Br_2 $\xrightarrow{\text{pesa}}$ 160 g $\xrightarrow{\text{contiene}}$ $6{,}02.10^{23}$ moléculas de Br_2

- **Como necesitamos calcular cuánto pesa <u>una</u> molécula de bromo, podemos establecer la siguiente proporción**:

$$\frac{160\text{g}}{6{,}02 \times 10^{23}\text{moléculas de Br}_2} = \frac{\text{x g Br}_2}{1\text{molécula Br}_2}$$

Si despejas x de esta ecuación

$$x\,g\,de\,Br_2 = \frac{160g \times 1 molécula\,de\,Br_2}{6{,}02 \times 10^{23} moléculas\,de\,Br_2}$$

x = 2,66 .10^{-22} g de Br_2

3 - Siguiendo este esquema resuelve los siguientes ejercicios.

3.1. Calcula el número de moléculas en:

a - 180 g de agua R: 6.10^{24} moléc.

b - 0,07 g de cloro molecular R: 5,9.10^{20} moléc.

3.2 Calcula la masa molecular absoluta (μ) de:

a - amoníaco R: 2,83. 10 $^{-23}$ g

b - ácido sulfúrico R: 1,63. 10 $^{-22}$ g

3.3. Calcula la masa de sodio que contiene un número de átomos de sodio igual a:

a - el número de átomos de 5 g de potasio R: 2,95 g de sodio

b - el número de átomos de 5 g de oxígeno R: 7,19 g de sodio

3.4. ¿Cuántos átomos de magnesio hay en 1 g de clorofila ($C_{55}H_{72}MgN_4O_5$)?

R: 6,73. 10 ^{20} át.

3.5. a - ¿Cuántos átomos de calcio hay en 10 g de calcio?

R: 1,5. 10 ^{23} át.

b - ¿Cuánto tiempo tardarías en contarlos si se cuenta a razón de 1000 millones de átomos por segundo? R: 4.756.469 años

3.6 Calcula el n° de átomos de hidrógeno que hay en 0,350 moles de $C_6H_{12}O_6$

R: 2,53 x10^{24}átomos

3.7 ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en 0,25 moles de nitrato de calcio y en 1,50 moles de carbonato de sodio? R: 9x10^{23} átomos

2,71x10^{24} átomos

4. El silicio que representa el 25% de la masa de la corteza terrestre, tiene 3 isótopos naturales, ^{28}Si, ^{29}Si y ^{30}Si cuyas masa isotópica y abundancia relativa son las siguientes: ^{28}Si: 27,9769; 92,23%; ^{29}Si: 28,9764; 4,67%; ^{30}Si: 29,9737; 3,10%.

A partir de estos datos, realiza los cálculos necesarios e indica con una cruz la masa atómica promedio para el silicio.

❍ 29,2252 ❍ 28,9757

❍ 29,9300 ❍ 28,0854

R: 28,0854

5. En la naturaleza hay dos isótopos del Cloro en la siguiente composición: ^{35}Cl 75,77% y ^{37}Cl en un 24,23 %. ¿Cuál es la masa molar de una muestra de cloro típica?

R: 35,48 g/mol

6. El cobre, un metal conocido desde épocas remotas, se utiliza en cables eléctricos y en monedas, entre otras cosas. Las masas atómicas de sus dos isótopos estables, 63Cu y 65 Cu son respectivamente: 62.93 uma y 64.9278 uma. Teniendo en cuenta que en la tabla periódica figura para el Cu 63,55 uma, calcula la abundancia relativa de los isótopos del cobre.

R: ^{63}Cu= 69%; ^{65}Cu=31%

7. En cuál de los siguientes casos existe mayor número de átomos:

   a) en 0,5 moles de SO_2
   b) en 14 g de nitrógeno
   c) en 1200 mg de helio
   d) en 4 g de hidrógeno R: d

8. Calcula el número de moles presentes en:

   a) 0,01 kg de hidrógeno R: 5 moles
   b) 10 g de cloruro de sodio R: 0,17 moles
   c) 15000 mg de nitrógeno R: 0,536 moles
   d) $1,61.10^{24}$ átomos de oxígeno R: 1,34 moles
   e) 1 molécula de cloro R: $1,67\ 10^{-24}$ moles

9. Completa el siguiente cuadro:

Especie química	Masa molar (m_M)	masa (g)	moles (n)	Nº de moléculas	Nº total de átomos
Nitrógeno molecular		32 g			
Ozono					$1.\ 10^{24}$
Sulfato de Aluminio				$2{,}68.\ 10^{25}$	
Fosfato de Calcio			0,25		

10. El estaño existe en la corteza terrestre como dióxido de estaño. Calcula la composición porcentual en masa de estaño y oxígeno en el dióxido de estaño.

R: 78,81% de Sn y 21,19% de O

11. La eficacia de los fertilizantes nitrogenados depende tanto de su capacidad para suministrar nitrógeno a las plantas como la cantidad de nitrógeno que pueden suministrar. A continuación se consignan cuatro fertilizantes nitrogenados comunes:

a) nitrato de amonio R: 35 %

b) sulfato de amonio R: 21,2 %

c) amoníaco R: 82,35 %

d) urea [$(NH_2)_2CO$] R: 46,6 %

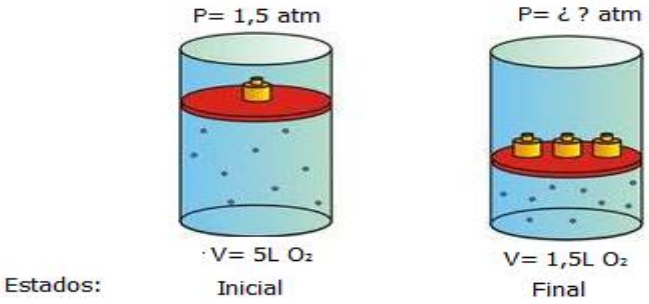
Ordena estos fertilizantes en términos del porcentaje de nitrógeno en masa que contienen. Justifica con los cálculos correspondientes.

R: c) 82,35%; d)46,6%; a) 35%; b) 21,2%

Estado Gaseoso

LEYES DE LOS GASES IDEALES

Aplica estas leyes en la resolución de los siguientes ejercicios:



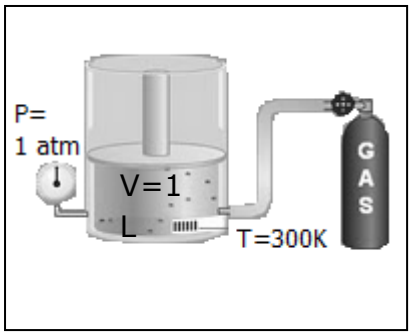
1 - Interpreta este gráfico cuando: n = cte y T = cte

Algunas preguntas te ayudarán a interpretar el problema planteado.

- ¿Qué tienes que averiguar?
- ¿Qué datos tienes? Identifícalos según el estado del gas.
- ¿Qué variables permanecen constantes? ¿qué variables cambian?
- ¿Puedes relacionar los datos y la incógnita? ¿Qué ley aplicarías para establecer esa relación?
- De la expresión encontrada ¿puedes despejar la incógnita y encontrar su valor?

2 - Supongamos que tenemos un gas ideal, confinado en un pistón como el de la siguiente figura:

Considera los siguientes cambios:



I) Calentar el gas desde 300 K a 362 K, manteniendo la posición actual del pistón.

II) Mover el pistón para reducir el volumen del gas desde 1 L a 0,5 L sin modificar la temperatura.

III) Inyectar gas adicional por la válvula de entrada de gas manteniendo la presión a 1 atm y la temperatura a 300 K.

a) Para cada uno de estos cambios, indica que ocurre con:

- La presión del sistema.
- La masa total del gas en el cilindro.
- El número de moles de gas presente

Una ayuda: necesitamos pensar cómo afecta cada cambio al sistema, a las moléculas de gas o a la condición en que existen.

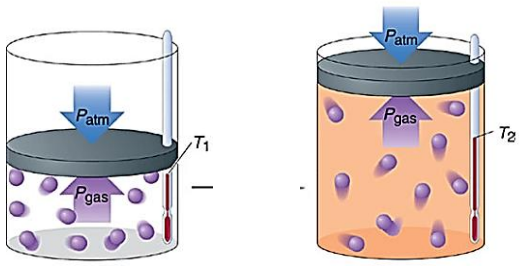
b) Para cada uno de los cambios efectuados en el sistema, identifica qué ley se estaría verificando.

c) Calcula el número de moles de gas presente en las condiciones planteadas in el ítem I. R: 0,0406 moles

d) Calcula la presión final para el cambio señalado en el ítem II. R: 2 atm

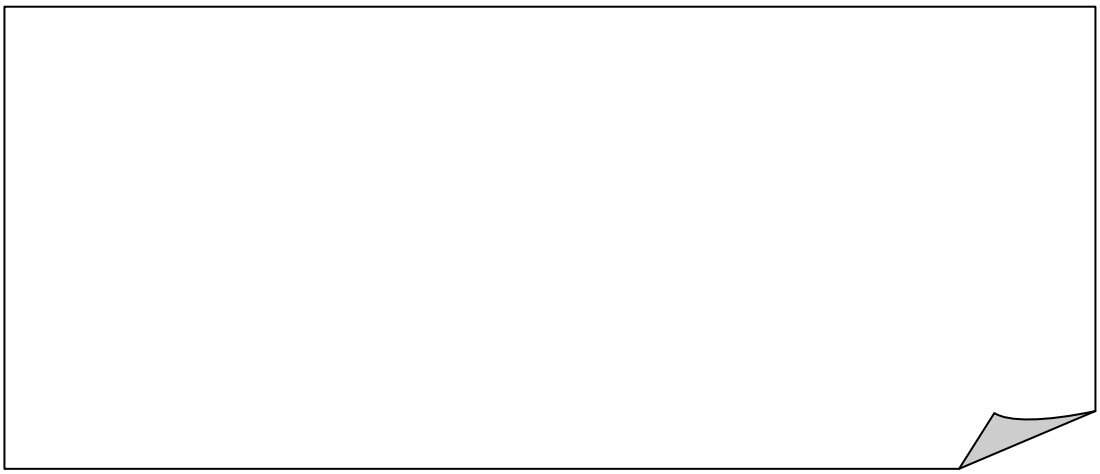
e) Determina el número total de moles inyectados en el ítem III, suponiendo que el volumen final es de 1,5L. R: 0,0203 moles

3 - Interpreta este gráfico cuando: n = cte y P = cte



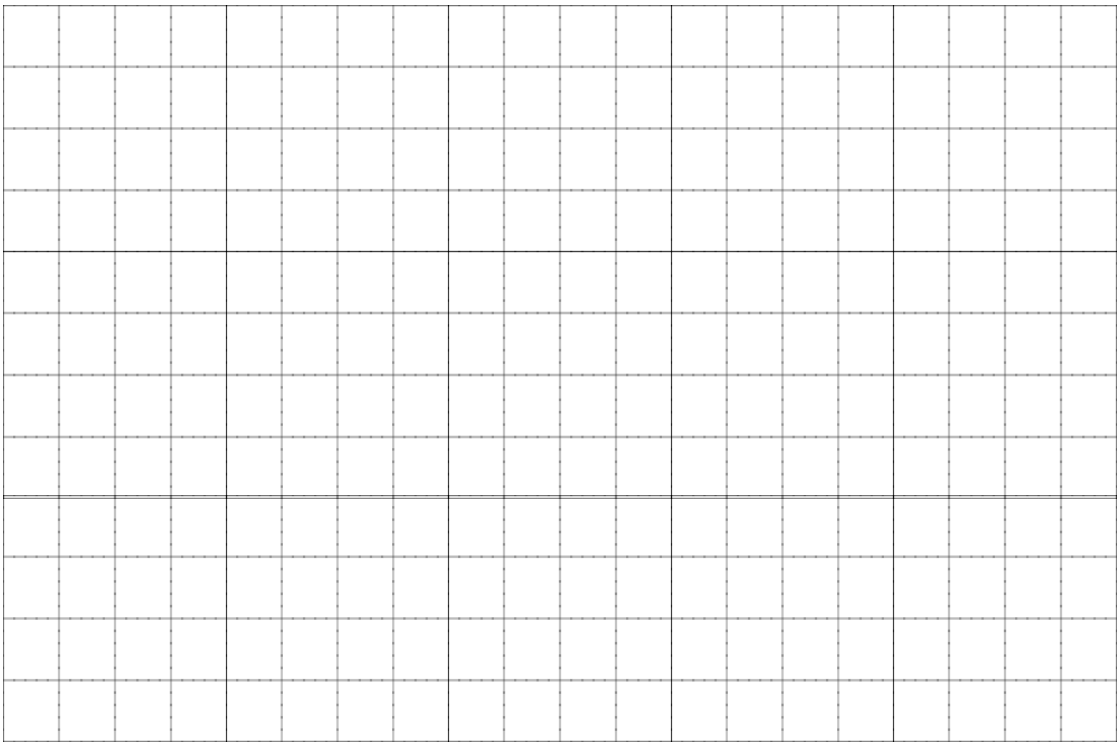
Estados:	inicial	final
	V=3 L	V= 6 L
	T1= .?	T2= 300 K

- ¿Cuál es ahora tu incógnita?
- ¿Qué ley aplicarás para su cálculo?



4 – Para el mismo sistema anterior:

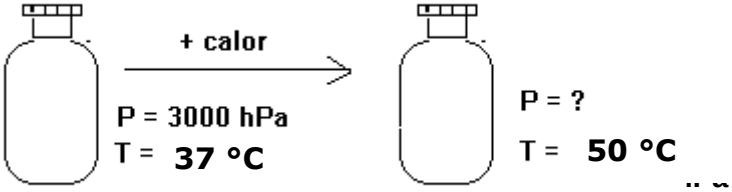
a) Realiza la gráfica de volumen en función de la temperatura.



¿Cómo se denomina la gráfica obtenida? ¿Por qué?

b) Determina gráficamente el volumen correspondiente a 400 K.

5 - Interpreta este gráfico y deduce la relación P - T , cuando: n = cte y V = cte



Estado: inicial final

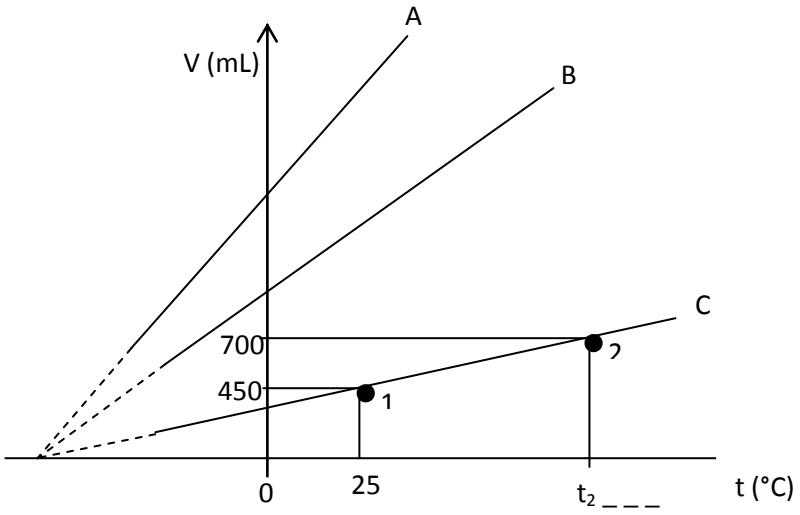
- ¿Cuál es ahora tu incógnita?
- ¿Qué ley aplicarás para su cálculo?
- ¿Cómo lo graficarías? ¿Cómo se denomina la gráfica?

Siempre recuerda:

1 atm = 760 mmHg = 760 torr = $1{,}013.10^5$ Pa = $1{,}013.10^3$ hPa

El SIMELA usa como unidad de presión el pascal (Pa), pero la presión atmosférica se expresa en hectopascal (hPa)

6- La siguiente gráfica muestra la relación del volumen en función de la temperatura para un gas ideal.



a – Completa las siguientes frases:

- "Las rectas A, B y C representan la misma masa del mismo gas ideal a diferentes _ _ _ _ _ _ _ _ _ _ _ _ _ _ _".
- "Cada recta representa una_ _ _ _ _ _ _ _ _ _ _ _ _ _ _ _".

b- Para el mismo sistema graficado en el punto anterior, marca con una cruz, cuál de los siguientes enunciados corresponde al comportamiento observado.

- ☐ La presión que ejerce una determinada cantidad de un gas en un recipiente a volumen constante es directamente proporcional a la temperatura absoluta.
- ☐ Los volúmenes ocupados por un gas seco, son inversamente proporcionales a las presiones que soportan.
- ☐ Los volúmenes ocupados por una determinada masa de gas seco, a temperatura constante, son directamente proporcionales a las presiones que soportan.
- ☐ Los volúmenes ocupados por una determinada masa de gas seco, a temperatura constante, son inversamente proporcionales a las presiones que soportan.
- ☐ Los volúmenes ocupados por una determinada masa gaseosa, a presión constante, son directamente proporcionales a sus temperaturas absolutas.

c- Calcula la temperatura del estado 2.

LEY DE AVOGADRO

8 - Indica si las siguientes proposiciones son verdaderas o falsas:

a) 5 L de hidrógeno, medidos a 20 ºC y 685 mmHg, contienen el mismo número de átomos que 10 L de helio medidos en las mismas condiciones. V - F

b) 5 L de hidrógeno, medidos a 25 ºC y 1 atm, contienen el mismo número de átomos que 5 L de argón, medidos en las mismas condiciones. V - F

c) 10 L de oxígeno, medidos en condiciones normales de presión y temperatura, contienen el mismo número de átomos que 5 L de hidrógeno medidos a 273 K y 2 atm.
V - F

d) 15 L de hidrógeno, medidos a 10 ºC y 1000 hPa contienen el mismo número de moléculas que 15 L de neón medidos en las mismas condiciones. V - F

ECUACIÓN GENERAL DEL ESTADO GASEOSO

9- Marca con X las expresiones correctas derivadas de la ecuación general del estado gaseoso.

$n = R\ T / P\ V$ **.....** $m_M = m\ R\ T / P\ V$ **.....**

$\delta = P\ m_M / R\ T$ **.....** $V_M = \delta\ m_M$ **.....**

$V_M = R\ T_0 / P_0$ **.....**

10 - RESUELVE:

10.1. Un gas, que inicialmente ocupa un volumen de 1,8 L, a 2 atm de presión, se expande hasta la presión del laboratorio, que es de 960 hPa a temperatura constante. Calcula el volumen final del gas.

R: 3,79 L

Para resolver la situación:

a) lee atentamente el enunciado del problema y registra los datos identificándolos mediante la simbología adecuada,

b) ¿qué tienes que averiguar? ¿Cómo representarías la incógnita?

c) ¿puedes relacionar los datos con la incógnita ¿qué ley aplicarías y cuál es su expresión matemática?,

d) el volumen que debes calcular, ¿será mayor o menor que el volumen en el estado inicial?

e) calcula el volumen final del gas, revisando previamente las unidades de las variables, realizando las conversiones que correspondan

f) el resultado obtenido, ¿es acorde a lo esperado?

g) comunica literalmente tu resultado

Siguiendo el mismo esquema puedes resolver los siguientes ejercicios:

10.2. Si enfriamos, a presión constante, argón de 35 ºC a 23 ºC y obtenemos un volumen de 900 mL, ¿Cuál era el volumen de ese gas antes de enfriarlo?

R: 936 mL

10.3. Una muestra de hidrógeno ocupa un volumen de 25 mL en condiciones normales de presión y temperatura. Si la temperatura aumenta a 20 ºC. ¿Qué presión, expresada en torr, sería necesaria para mantener el volumen constante de 25 mL?

R: 815,6 torr

10.4. Suponiendo que tenemos un gas a presión de 0,66 atm y lo comprimimos a temperatura constante, de manera que su presión aumenta a 610 mm de Hg, ¿Qué pasará con su volumen si inicialmente era de 750 mL?

R: 616 mL

10.5. Tenemos un tanque de acero que contiene amoníaco a 7 ºC. Se calienta el tanque, de manera que llega a los 33 ºC y alcanza una presión de 800 mm de Hg. ¿Cuál sería su presión antes de calentarlo?

R: 732 mm de Hg

10.6. Se ensaya un tanque que resiste una presión de 10 atm. Se llena de aire a 0 ºC y 6 atm. ¿Podrá resistir, una vez lleno, una temperatura de 200 ºC? ¿Qué presión es la que alcanza en estas condiciones?

R: 10,4 atm

10.7. Una muestra de neón ocupa 100 L a 27 ºC y 1000 torr. ¿Qué volumen ocupará en condiciones normales de presión y temperatura?

R: 119,7 L

10.8. Si queremos comprimir tres litros de un gas, medido a 2 atm y 45 ºC para que ocupe la mitad del volumen inicial cuando su temperatura sea de 15 ºC, ¿A qué presión deberíamos someterlo?

R: 3,62 atm

10.9. 15 mL de hidrógeno se encuentran medidos en CNPT. ¿Qué volumen ocupará el hidrógeno a 25 ºC y 925 hPa?

R: 18 mL

10.10. Comprueba la masa molar del metano (CH_4), sabiendo que su densidad a 20 ºC y 5 atm es de 3,33 g/L.

R: 16 g/mol

10.11. ¿Cuántos moles de hidrógeno hay en un recipiente de 5 L a una presión de 400 mmHg y 26 ºC?

R: 0,107 moles

10.12. Un recipiente de 250 mL contiene 0,015 moles de un gas ideal, a una presión y una temperatura determinadas. Si otro recipiente contiene 0,045 moles del gas, a la misma presión y temperatura, ¿cuál será su volumen?

R: 750 mL

10.13. Un camión que traslada 5 T de cloro líquido se ve implicado en un accidente. ¿Qué volumen, expresado en m^3, ocuparía esta cantidad de cloro, si todo él se convirtiese en gas a 684 torr y 15 ºC?

R: 1848 m^3

10.14. Calcula la densidad del oxígeno:

a) en condiciones normales R: 1,43 g/L

b) a 25 ºC y 0,987 atm R: 1,29 g/L

10.15. El Hindenburg fue un famoso dirigible inflado con hidrógeno que explotó en 1937. Si el Hindenburg tenía 2.10^5 m^3 de gas hidrógeno a 27 ºC y 1,0 atm., ¿qué masa de hidrógeno contenía?

R: 16,26 ton.

10.16. Algunas latas de aerosol para aspersión pueden explotar si su presión interna excede de las 3 atm. Si una lata de aerosol tiene una presión de 2,2 atm a 24 ºC., ¿a qué temperatura puede explotar?

R: tº > 132 ºC

10.17. Un frasco vacío pesa 134,567 g. Se llena:

1º) con un gas de masa molar desconocida a 31 ºC y una presión de

735 mmHg y. Su peso = 137,456 g.

2º) con agua (densidad del agua a 31 ºC = 0,997 g / mL).

Su peso = 1067,9 g

Suponiendo un comportamiento ideal para el gas, ¿cuál será su masa molar?

R: 79,7 g/ mol

11 – MEZCLA DE GASES

11.1 300 mL de oxígeno a 0 ºC y 0,80 atm de presión y 100 mL de nitrógeno a 0 ºC y presión de 1,8 atm se colocan en un recipiente de 400 mL a 0 ºC. ¿Cuál será la presión total en el recipiente?

R: 1,05 atm

7.2 En una mezcla gaseosa a 1,5 atm de presión, el 10 % de las moléculas son de oxígeno, 25 % son de nitrógeno, 60 % de dióxido de carbono y el resto es monóxido de carbono. Calcula la presión parcial de monóxido de carbono.

R: 0,075 atm

7.3 Un recipiente de 5 L contiene, a 30 ºC, una muestra de aire seco formada por 6,552 g de nitrógeno, 2,016 g de oxígeno, 7,92 mg de dióxido de carbono y 0,1128 g de argón. Calcula:

a) el número de moles de cada gas R:0,234 moles de N_2,

0,063 moles de O_2,

$1{,}8.10^{-4}$ moles de CO_2

$2{,}82.10^{-3}$ moles de Ar

b) la fracción molar de cada gas R: $x\ N_2 = 0{,}78$; $x\ O_2 = 0{,}21$

$x\ CO_2 = 6.10^{-4}$; $x\ Ar = 9{,}4.\ 10^{-3}$

c) la presión total y la presión parcial de cada gas, en atmósferas

R: $P_T = 1{,}49$ atm

$pN_2 = 1{,}16$ atm

$pO_2 = 0{,}3129$ atm

$pCO_2 = 8{,}94.10^{-4}$ atm

$pAr = 0{,}014$ atm

d) la masa molar aparente de la mezcla R: 28,96 g / mol

7.4 Un recipiente de 2,5 L a 15 ºC contiene una mezcla de nitrógeno, helio y neón a presiones parciales de 0,32 atm, 0,15 atm y 0,42 atm respectivamente. a) Calcula la presión total de la mezcla. b) Calcula el volumen en litros en CNPT que ocuparán el He y el Ne si el N_2 se elimina selectivamente de la mezcla.

R: a) 0,89 atm

b) 1,34 L

7.5 Una mezcla de nitrógeno y oxígeno en un recipiente de 250 mL ejerce una presión total de 690 torr a 25 ºC. Si en el recipiente se encuentran 0,0015 moles de oxígeno. Calcula:

a) la presión parcial del oxígeno en la mezcla; R: 111,43 torr

b) el número de moles de nitrógeno en la mezcla. R: $7{,}78.10^{-3}$ moles

7.6 Se mezcla N_2, O_2 y SO_2, que tienen presiones parciales de 240, 190 y 300 mm de Hg, ¿qué porcentaje de volumen ocupa cada gas? ¿Cuál es la presión total de la mezcla?

R: 33%, 26% y 41%; 730 mm Hg

Estequiometría

1. La fermentación alcohólica es un proceso biológico de fermentación en ausencia de oxígeno, originado por la actividad de algunos microorganismos que procesan los azúcares como la glucosa para obtener como productos finales: un alcohol en forma de etanol y dióxido de carbono (CO_2). Este proceso se emplea en la elaboración de algunas bebidas alcohólicas, tales como el vino, la cerveza, la sidra, etc., y en la actualidad se empieza a sintetizar también etanol mediante la fermentación a nivel industrial a gran escala para ser empleado como biocombustible. Esta compleja transformación se puede representar, sin embargo, mediante la siguiente ecuación global:

$$C_6H_{12}O_6(ac) = 2\ C_2H_5OH(\ell) + 2\ CO_2(g)$$

a) Lee e interpreta la ecuación química anterior;
b) De la información que proporciona la ecuación, extrae todos los valores que se hallan implícitos y completa la siguiente tabla:

$$C_6H_{12}O_6(ac) \quad = \quad 2\ C_2H_5OH(\ell) \ + \ 2\ CO_2(g)$$

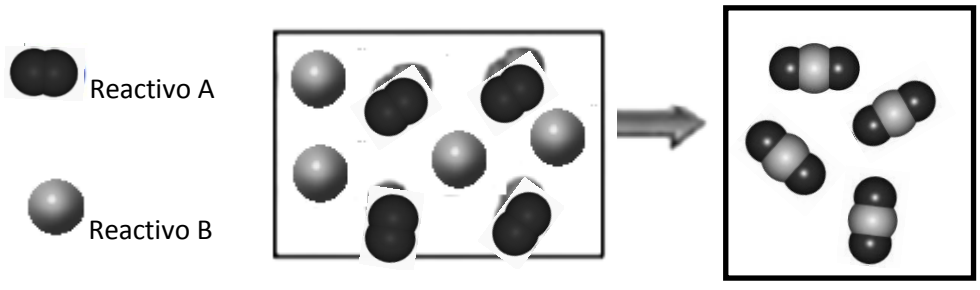
n (n° de moles)			
mM (masa molar)			
m (masa)			
V (volumen en L)			

2. Lee e interpreta la siguiente ecuación química y completa los espacios en blanco con los valores o términos que correspondan a una de las posibles interpretaciones de la misma.

➲ $2\ Al(s) + 3\ H_2SO_4(ac) = Al_2(SO_4)_3(ac) + 3\ H_2\ (g)$

"Al reaccionar _ _ _ moles de _ _ _ _ _ _ _ _ _ metálico con _ _ _ _ _ _ g de ácido_ _ _ _ _ _ _ _ _ _ se producen _ _ _ _ _ _ g de catión _ _ _ _ _ _ _ _ _y _ _ _ _ _ _ _ moles de anión _ _ _ _ _ _ _ _ _ . A su vez se liberan a la atmósfera _ _ _ moles de hidrógeno molecular que ocupan un volumen de _ _ _ _ _ _ _ en CNPT"

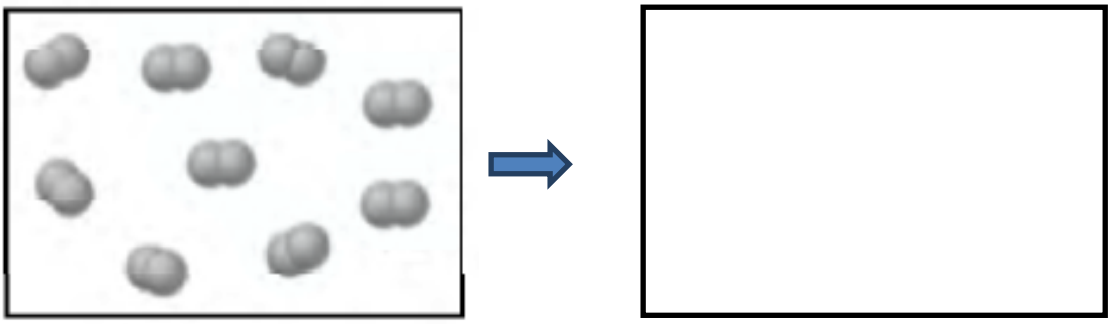
3. Los siguientes diagramas ilustran la reacción entre el reactivo A y el reactivo B



Con base en este diagrama, ¿cuál de las siguientes ecuaciones es la que mejor describe esta reacción? Marca con una cruz la opción elegida.

a) $A_2 + 4\ B = 2AB_2$ ☐
b) $2A + B_4 = 2\ AB_2$ ☐
c) $A_2 + B = A_2B$ ☐
d) $A + B_2 = AB_2$ ☐

4. El amoníaco se forma por síntesis directa de sus elementos. En el siguiente diagrama se representa una muestra de hidrógeno. Completa el diagrama con el nitrógeno necesario para completar la reacción y esquematiza en el cuadro en blanco con el producto formado. Justifica



5. Cuando se derrama un poco de ácido sulfúrico, puede neutralizarse espolvoreando sobre él bicarbonato de sodio y absorbiendo con un trapo la disolución resultante. La reacción que se produce entre ellos se representa mediante la siguiente ecuación:

➲ $2\ NaHCO_3(s) + H_2SO_4(ac) = Na_2SO_4(ac) + 2\ H_2O\ (\ell) + 2\ CO_2\ (g)$

Lee e interpreta dicha ecuación y luego, de las siguientes proposiciones, marca con una cruz la opción correcta.

a) Por cada mol de ácido sulfúrico que se neutraliza se libera:

☐ 44,8 L de agua en CNPT. ☐ 22,4 L de agua en CNPT.

☐ 36 g de agua. ☐ 1 mol de agua

b) Para neutralizar un mol de ácido sulfúrico se necesita:

 Un mol de carbonato ácido de sodio.

 84 g de carbonato ácido de sodio.

 252 g de carbonato ácido de sodio.

 Dos moles de carbonato ácido de sodio.

A continuación te proponemos problemas con cálculo estequiométrico para lo cual te recomendamos sigas una estrategia y metodología similar a las realizadas en el cuadernillo de teoría, mediante el planteo de 4 pasos o etapas que presentamos de la siguiente manera:

1° Hacer una lectura comprensiva del problema:

- lee atentamente el enunciado del problema y registra los datos identificándolos mediante la simbología adecuada.
- ¿Qué tienes que averiguar?
- ¿Cómo representarías la incógnita?

2° Elaborar y ejecutar un plan para la resolución del problema:

- ¿Puedes realizar una representación mediante una ecuación o un gráfico de ese enunciado?
- ¿Puedes relacionar los datos del problema a partir de la representación elegida?
- ¿Necesitas realizar alguna conversión?
- Realiza el cálculo correspondiente.

3° Realizar la verificación y revisión del plan ejecutado:

- El resultado obtenido, ¿es acorde a lo esperado?
- ¿Puedes verificar alguno de los datos a partir del resultado obtenido?

4° Realizar la comunicación de los resultados:

- Comunica literalmente tu resultado

Siguiendo el mismo esquema puedes resolver los siguientes ejercicios:

6. Se hacen reaccionar 5g de óxido de bario con suficiente cantidad de agua. Calcula la masa, en gramos, de hidróxido de bario que se formará.

R: 5,58 g

7. Se hacen reaccionar 60 g de cloruro mercúrico con suficiente hidróxido de sodio. Calcula: a) masa del compuesto insoluble que se forma;

b) moles de sal formada en la misma reacción.

R: a) 47,80 g; b) 0,44 mol

8. ¿Qué volúmenes de oxígeno y monóxido de carbono, medidos en condiciones normales, se precisan para obtener 16,8L de dióxido de carbono, medidos en las mismas condiciones?

R: 8,4 L O_2; 16,8L CO_2

9. ¿Qué cantidad, en gramos, de oxígeno será necesario para la combustión completa de 0,464 kg de butano (C_4H_{10})? ¿Qué volumen de gas, en CNPT, se desprende en el proceso?

R: 1,66 kg O_2; 716,8 L CO_2

10. ¿Qué volumen de bromo líquido (densidad= 3g/mL) se obtendrá al hacer reaccionar 8L de cloro, medidos en condiciones normales de presión y temperatura, con suficiente bromuro de potasio?

R: 19 mL

11. Se queman completamente 640 g de azufre puro. Si el gas despendido se recoge en un recipiente a 10 atm de presión y a 27 °C de temperatura, ¿qué volumen habrá de tener dicho recipiente?

R: 49,2 L

12. Se descomponen térmicamente masas iguales de carbonato de calcio y carbonato de bario. Determina cuál de las dos sustancias libera mayor volumen de dióxido de carbono medido en CNPT y justifica tu respuesta con los cálculos correspondientes.

R: $CaCO_3$

13. El dióxido de nitrógeno es un óxido ácido, que reacciona rápidamente con agua fría para formar dos ácidos. Si en dicha reacción, se consumen íntegramente 10 g del óxido, calcula la masa de ácido nítrico y el número de moles de ácido nitroso formados.

R: 6,48 g ác. nítrico;

0,108 moles ác. Nitroso

14. Reaccionan 2,5 moles de cinc con suficiente cantidad de ácido sulfúrico.

Calcula:

a) masa de sal que se forma; R: 402,5 g

b) volumen de hidrógeno que se libera medido en a 35° C y 690 mmHg.

R: 70,15 L de H_2

15. El óxido nítrico se forma en pequeñas cantidades en los cilindros de los motores de combustión interna por combinación directa de sus elementos. ¿Qué volumen del óxido nítrico, medidos a 27 °C y 1000 hPa se liberará al reaccionar 5 moles de nitrógeno con suficiente oxígeno? R: 249 L

16. Al agregar una pequeña muestra de hierro a una solución que contiene ácido clorhídrico, se liberan 3,5 L de hidrógeno medidos a 30 °C y 96.225 Pa. De acuerdo con estos datos calcula:

a) masa de metal que reaccionó R: 7,5 g
b) moles de sal formados R: 0,134 moles

c) ¿podrías encontrar otro camino para llegar al mismo resultado?, resuelve el problema aplicando este camino alternativo.

17. Aproximadamente la mitad del ácido clorhídrico que se produce anualmente en Estados Unidos (3 000 millones de libras) se utiliza para la limpieza de metales. Este proceso implica la remoción de las capas de óxido metálico de la superficie de modo que quede preparada para el acabado con recubrimientos.
    a) Escribe la ecuación global y la ecuación iónica neta para la reacción entre el óxido de hierro(III), con el ácido clorhídrico.
    b) Para la misma reacción, calcula la masa de sal que se formará a partir de 0,75 moles del óxido. R: 243,75 g

18. En la descomposición térmica del carbonato de plomo se liberan 300L de dióxido de carbono medidos a 28 °C y 684 mmHg. Calcula:
    a) la masa del otro producto que se forma; R: 2453 g
    b) el número de moles del reactivo que había inicialmente.
    R: 11 moles

19. Se agregan 55g de sulfuro de amonio a una solución que contiene suficiente cantidad de cloruro de cinc. Calcula la masa del precipitado formado.
    R: 78,45 g

20. Se tienen 5g de óxido de aluminio que se hacen reaccionar con suficiente ácido sulfúrico.
    a) Calcula los moles de catión presentes en la solución luego de la reacción;
    b) Si a la misma masa de óxido se la hiciera reaccionar con suficiente hidróxido de sodio, ¿qué masa del anión aluminato se podría obtener?
    R: a) 0,09 moles; b) 5,78 g

21. El Hg es un líquido brillante a temperatura ordinaria, de elevada densidad (13,6 g/mL) y muy volátil y tóxico; por lo que el Hg se mantiene siempre en recipientes cerrados, y se debe manejar en áreas bien ventiladas. El óxido mercúrico es muy inestable a altas temperaturas formando el metal puro y oxígeno. Esta reacción tuvo una gran importancia en los primeros estudios que realizaron Lavoisier y Priestley y que condujeron al descubrimiento del O_2 en 1774.

    Si se descomponen térmicamente 50 g de óxido mercúrico. Calcula:
    a) volumen del gas liberado, medido en CNPT;
    b) volumen de mercurio obtenido.
    R: a) 2,58 L de O_2; b) 3,4 mL de Hg

Pureza de los reactivos

Recuerda que en la resolución de los problemas en los que encuentres el concepto de pureza puedes aplicar esta expresión:

$$\text{Pureza} = \frac{\text{masa pura}}{\text{masa impura}} \cdot 100$$

Siempre se debe tener presente que, si uno de los datos es la masa impura de uno de los reactivos, este dato **no se puede utilizar directamente en las relaciones estequiométricas,** porque las ecuaciones químicas se plantean suponiendo que, tanto los reactivos como los productos, son puros.

Aplica estos conceptos en los ejercicios siguientes:

22. El cloruro de amonio cristalizado sublima con disociación total en cloruro de hidrógeno y amoníaco. Si se tiene una muestra de 180g de la sal cuya pureza es del 95%, calcula:
    a) Masa de cloruro de hidrógeno que se forma;
    b) Volumen de amoníaco, medido en CNPT.

    R: a) 116,66 g; b) 71,59 L

23. Se desean obtener 5 litros de oxígeno medidos a 15 °C y 725 mmHg, por descomposición del clorato de potasio. ¿Qué masa de clorato de potasio comercial que contiene un 96,5% de pureza, es preciso utilizar?

    R: 16,89 g

24. El vitriolo azul es sulfato de cobre pentahidratado que presenta un 20% de impurezas. Calcula qué masa de dicho mineral se requiere para reaccionar con 100 g de cinc.

    R: 478,75 g

25. Se hace reaccionar una muestra de 10 g de óxido de cromo con hidróxido de potasio en exceso, formándose 14,5 g de sal. Calcula la pureza del óxido de cromo.

    R: 89,5 %

26. Calcula la masa de sal que puede obtenerse por acción de un exceso de ácido sulfúrico sobre 45 g de pirolusita de un 84,4% de riqueza en óxido manganoso.

R: 81g

27. Se descompone térmicamente una muestra de 120 g de óxido mercúrico, obteniéndose 7,5 mL de mercurio (δ = 13,6). Calcula el porcentaje de impurezas presente en el óxido.

R: 8,2%

28. Calcula la pureza de una muestra de sulfuro ferroso, sabiendo que al tratar 2,5 g de la misma con ácido clorhídrico se desprenden 500 cm^3 de sulfuro de hidrógeno, medidos a 27 ºC y 990 hPa.

R: 69,4%

Rendimiento de una reacción

El termino **rendimiento** indica la relación entre la cantidad de **producto** obtenido y la cantidad teóricamente obtenible.

En la resolución de los problemas en los que encuentres el concepto de rendimiento puedes aplicar esta expresión:

$$\text{Rendimiento } (\eta) = \frac{X_{\text{real (experimental)}}}{} \; . \; 100$$

X: representa la **cantidad de producto** expresada en términos de masa, moles, volumen, etc. .

Por lo tanto el valor teórico es el ***máximo*** que se puede obtener y *se calcula a partir de la ecuación* balanceada; mientras que, el valor real o experimental, es la *cantidad* ***efectiva*** *de producto* que se obtiene en una reacción, siendo siempre menor que el valor teórico.

Aplica este concepto en los próximos ejercicios.

29. La descomposición del peróxido de hidrógeno (H_2O_2) produce agua y oxígeno. Para la misma reacción calcula:

    a) Volumen de oxígeno generado en CNPT a partir de 200 g de H_2O_2 si la reacción es total.
    b) ¿qué volumen de oxígeno se obtendrá, en las mismas condiciones y para la misma reacción, si el rendimiento en este cado es del 70%?

R: a) 65,88L; b) 46,12 L

30. El amoniaco es el principal fertilizante de nitrógeno. Se obtiene por síntesis directa de sus elementos. En una reacción particular se colocaron 140 gramos de nitrógeno, en exceso de hidrógeno, y se obtuvieron 155 g de amoníaco. Calcula:
    a) Rendimiento de la reacción;
    b) Moles de hidrógeno que se consumieron en la reacción.

    R: a) 91,1%; b) 13,6 moles

31. El fluoruro de hidrógeno se utiliza en la manufactura de los freones (los cuales destruyen el ozono de la estratosfera) y en la producción de aluminio metálico. Se prepara por la reacción del fluoruro de calcio con ácido sulfúrico.
    En un proceso, se tratan 6.00 kg de la sal con un exceso de ácido y se producen 3884,2 L de fluoruro de hidrógeno, medidos a 45 °C y 729,6 mmHg. Calcula el rendimiento de la reacción en dichas condiciones.

    R: 93%

32. Cuando el cianuro de potasio reacciona con ácidos, se desprende un gas venenoso, letal, el cianuro de hidrógeno. Calcula el volumen del gas que se liberará a la atmósfera, medido a 27 °C y 750 mmHg, si una muestra de 140 mg de cianuro de potasio se trata con un exceso ácido clorhídrico y la reacción tiene un rendimiento del 85%.

    R: 45 mL

33. Una mezcla que contiene 30 g de óxido de potasio de pureza, 80% y 24 g de óxido de calcio, se disuelve con suficiente cantidad de agua. Calcula:
    a) el número total de moles de anión hidróxido obtenido si las reacciones se verifican con un rendimiento del 90% y 85% respectivamente;
    b) masa de ácido sulfúrico que será necesario agregar a la solución resultante, para neutralizarla completamente.

    R: a) 1,19 moles; b) 58,3 g

34. El sulfato de amonio es muy utilizado como fertilizante y se obtiene por la síntesis del amoníaco y el ácido sulfúrico en una reacción cuyo rendimiento es del 93%.
    Si se desea producir 10 kg de dicho fertilizante, calcula la masa de ácido sulfúrico con 98% de pureza que se consumirá en la reacción.

    R: 8,12 kg

35. La blenda es un mineral que tiene una riqueza 80% en sulfuro de cinc. Si se tratan 50 g de este mineral con suficiente ácido clorhídrico, calcula:
    a) masa de la sal formada;
    b) volumen de gas obtenido, si las condiciones del laboratorio son 25ºC y 740 mmHg.;
    c) realiza los mismos cálculos de los ítems a y b, pero suponiendo, que el rendimiento de la misma reacción es del 75%, en las mismas condiciones de trabajo.

    R:a) 56g; b) 10,32 L; c) 42g y 7,74 L

36. En repostería se utiliza un leudante químico conocido como polvo de hornear compuesto principalmente por carbonato ácido de sodio y, en mucha menor proporción, otros componentes como almidón de maíz y fosfato monosódico. Cuando se calienta la masa que contiene el polvo de hornear, se produce la descomposición térmica del bicarbonato de sodio liberándose dióxido de carbono, que es el responsable de que se esponjen distintos productos de panadería.
Si se agregó 2,5 g de polvo de hornear que tiene una pureza del 96% en bicarbonato de sodio, a una mezcla para preparar bizcochuelo, sabiendo que descompone con un rendimiento del 80%, ¿cuál será el aumento de volumen producido a 40 ºC y 1 atm?

R: 0,291 L

Reactivo limitante y reactivo en exceso

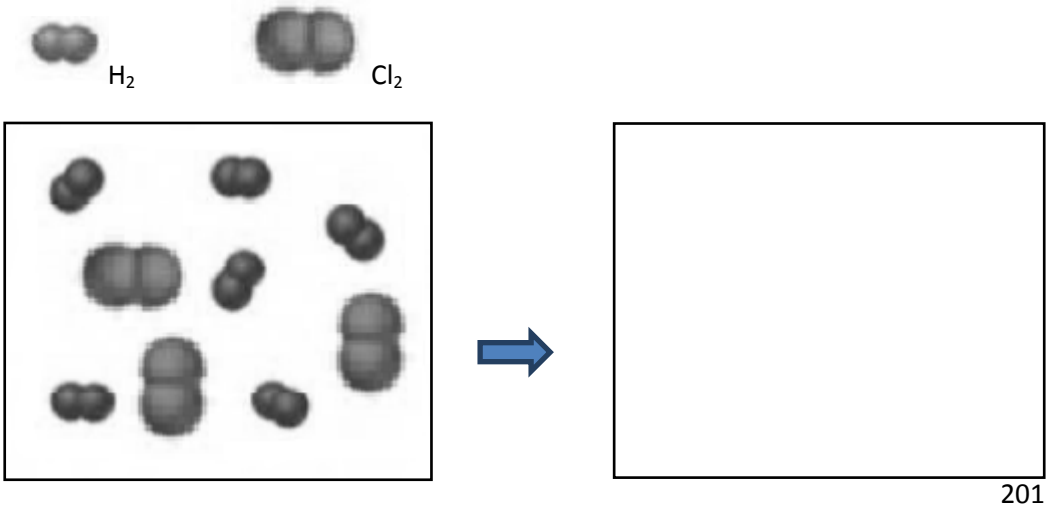
Las reacciones químicas no siempre se realizan usando las cantidades exactas de reactivos que se han calculado estequiométricamente, es decir, en las proporciones que indica la ecuación balanceada.

Como consecuencia, algunos reactivos se consumen totalmente, mientras que, parte de los otros reactivos, se recuperan al finalizar la reacción.

El reactivo que se *consume totalmente* en la reacción recibe el nombre de **reactivo limitante**, ya que la *máxima cantidad de producto* que se forma depende de la cantidad de este reactivo presente originalmente. Cuando este reactivo se consume, no se puede formar más producto. Los **reactivos en exceso** son los reactivos presentes en mayor cantidad que la necesaria para reaccionar con la cantidad de reactivo limitante.

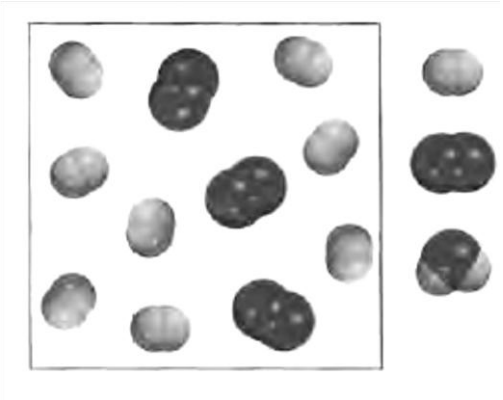
En los cálculos estequiométricos en los que encuentres como dato las cantidades de dos o más reactivos, debes, como primer paso, **determinar cuál de ellos es el limitante**. Una vez identificada el reactivo limitante, el problema lo puedes resolver utilizando el dato proporcionado **para este reactivo** como has hecho en los problemas anteriores.

37. El cloruro de hidrógeno se prepara por síntesis directa de sus elementos. En el siguiente esquema se representa una mezcla de hidrógeno y cloro gaseoso.

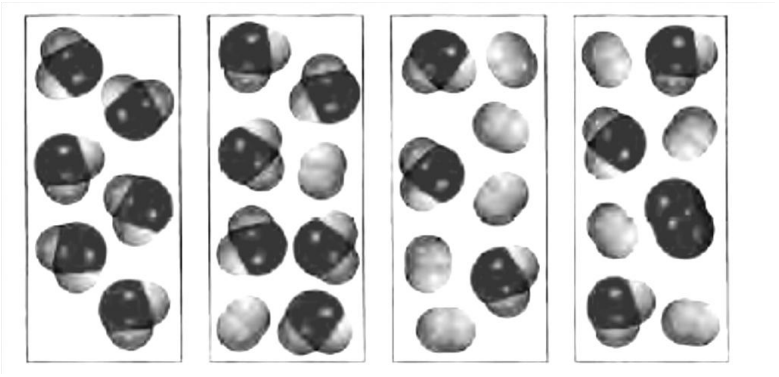


En el cuadro en blanco dibuja una representación del producto obtenido y del reactivo que permanece sin reaccionar, suponiendo que la reacción es total. ¿Cómo decidió la forma de representarlo? ¿Cuál es el reactivo limitante en este caso?

38. En el siguiente diagrama se representa a los reactivos que participan de la síntesis del agua. Considera la reacción de síntesis del agua.



Suponiendo que la reacción es completa, ¿cuál de los siguientes diagramas representa las cantidades de reactivos y productos que se pueden recuperar una vez finalizada la reacción? Justifica tu elección.



A B C D

39. El smog fotoquímico es un fenómeno de contaminación en ciertos ambientes urbanos producto, principalmente, de la acción de la luz solar en los gases de escapes de los automóviles. Uno de estos gases es el óxido nítrico, que reacciona inmediatamente con el oxígeno gaseoso para formar dióxido de nitrógeno, un gas café oscuro.
En la siguiente tabla se consignan las cantidades iniciales utilizadas en cuatro experiencias de la misma reacción, efectuadas en un laboratorio a 23 °C y 750 mmHg.

Exp. n°	NO(g)	O_2(g)	Reactivo Limitante	Moles de Producto	Moles de Reactivo excedente
1	200 g	200 g			
2	3 mol	1 mol			
3	300 g	75 L			
4	100 L	100 L			

A partir de estos datos te pedimos las siguientes actividades:

a) Completa la cuarta columna de la tabla determinando en cada caso, cuál es el reactivo limitante;

b) Calcula para cada experiencia los moles de producto que se formaran y completa con los resultados obtenidos la quinta columna.

c) En la última columna completa con los moles del reactivo en exceso que permanecen sin reaccionar.

R: a) NO; O_2; O_2; NO

b) moles de producto: 6,6; 2; 6; 4

c) moles sin reaccionar: 2,95; 1; 4; 2

40. En la reacción de 4,9 g de ácido fosfórico con 7,6 g de hidróxido de sodio; a) ¿Qué masa de la sal monoácida se podrá obtener como máximo?; b)¿Cuántos moles de reactivo en exceso se consumieran en la misma reacción?

R: a) 7,1 g; b) 0,1 mol

41. El cloruro cúprico se puede obtener por reacción directa de sus elementos. Si se ponen en contacto 10 g de cobre con 1,6 L de cloro, medidos a 177 °C y 1748 mmHg, ¿qué masa de sal se formará?

R: 13,4 g

42. Se hacen reaccionar 100g de sulfato de cobre con igual cantidad de hidróxido de sodio. Si la reacción tiene un rendimiento del 83%, ¿qué masa de sal básica se obtiene?

R: 66,71 g

43. La disminución del ozono en la atmósfera ha sido tema de gran preocupación entre los científicos en los últimos años. Se cree que el ozono puede reaccionar con el óxido nítrico

que proviene de las emisiones de los aviones a propulsión, a elevadas alturas. La reacción es: $O_3(g) + NO(g) = O_2(g) + NO_2(g)$

Si 0,74g de ozono reaccionan con 0,67 g del óxido; ¿cuál compuesto es el reactivo limitante? Calcula el número de moles del reactivo en exceso que se recupera al finalizar la reacción.

R: 7.10^{-3} mol

44. Se mezclan 500 g de fosfato de amonio, pureza 80%, con 250g de hidróxido de calcio en solución acuosa. Calcula:

a) Volumen de gas que se libera, medidos a 27 °C y 999,7 hPa.
b) Masa, en gramos, del reactivo que permanece sin reaccionar.

R: a) 168 L; b) 64 g

45. A presión normal y 25 ºC se mezclan 3 g de hidrógeno y 12 g de oxígeno, calcula:

a) ¿qué volumen ocupará la mezcla? R: 45,82 L

b) si se hacen reaccionar los gases de esta mezcla, ¿cuál será el gas residual y qué volumen ocupará? R: 18,33 L de .....

46. El agua potable en nuestra región tiene distintas sales disueltas de manera que encontramos iones como calcio y carbonato ácido formando la correspondiente sal. Cuando el agua se calienta, esta sal descompone térmicamente formándose un sólido que recubre las paredes de tuberías y teteras. Estos depósitos son llamados comúnmente incrustaciones o sarro (carbonato de calcio)

Suponiendo que una muestra de agua contenga 50 mg de Ca^{2+} y 100 mg de anión bicarbonato por litro, calcula la masa en gramos de precipitado formado, cuando se hiervan 20L de esta agua.

R: 1,64 g

Otros casos

47. Calcula la masa de carbono que se podrá oxidar a dióxido de carbono con el oxígeno liberado en la descomposición térmica de 120 g de clorato de sodio.

R: 20,3 g

48. Al descomponer térmicamente el óxido de plata obtenido en la reacción de nitrato de plata con hidróxido de sodio se liberan 137,5 mL de oxígeno medidos a 32 ºC y 650 mmHg. Calcula la masa de nitrato de plata que reaccionó inicialmente.

R: 3,17 g

49. El dióxido de azufre se cuenta entre los gases contaminantes más desagradables y nocivos. Se encuentra en la atmósfera, en altas concentraciones, en los ambientes urbanos e industriales. En presencia del oxígeno del aire se oxida a trióxido de azufre. Este último, reacciona con el agua formando ácido sulfúrico dando por resultado el fenómeno de la lluvia ácida.

Si la oxidación de 60L de dióxido de azufre, medidos a 25 °C y 1,05 atm, se completa en un 80%, calcula la masa de ácido que se formará.

R: 202 g

50. A 2 g de una mezcla de cloruro de sodio y cloruro cúprico disuelto en agua, se la satura con ácido sulfhídrico formándose un precipitado negro de sulfuro de cobre. Separado el sólido por filtración y una vez seco pesó 955 mg. ¿Cuál será la composición porcentual de la mezcla?

R: 67% $CuCl_2$; 33% NaCl

51. A 50 g de una mezcla que contiene clorato de potasio, carbonato de magnesio, carbonato ácido de potasio y cloruro de potasio se la calentó y produjo 1,8 g de agua, 13,20 g de dióxido de carbono y 4 g de oxígeno. Calcula qué composición tenía la mezcla.

R: 20,4% clorato de potasio;

33,6% carbonato de magnesio;

40% carbonato ácido de potasio;

6% cloruro de potasio

52. Se desea conocer la composición porcentual de una mezcla que contiene sulfito de sodio, cromato de potasio, nitrato de potasio y nitrato mercúrico. Para ello, se disuelven 25 g de la mezcla en agua hasta completar 250 mL de solución. De esta solución se toman 3 alícuotas de 10 mL cada una.

    A la primera se le agrega ácido clorhídrico, liberándose 65,24 mL de dióxido de azufre, medidos en CNPT. La segunda consume 478,4 mg de nitrato de plata. A la tercera se le agrega hidróxido de potasio, precipitando 155,3 mg del óxido correspondiente.

    Calcula la composición porcentual de la mezcla. R: 36,7% sulfito de sodio,

    27,3% cromato de potasio;

    12,7% nitrato de potasio;

    23,3% nitrato mercúrico.

Te planteamos ahora una serie de ejercicios de integración, en los que irás aplicando los conocimientos logrados en este curso de nivelación.

53. La argentita es un mineral que tiene una pureza del 90% en sulfuro de plata. Si se trata una muestra del mineral con suficiente ácido clorhídrico liberándose 11,75 L de sulfuro de hidrógeno a 32 ºC y 750 mmHg. Calcula:

    a) la masa de argentita tratada;

    b) moles de precipitado obtenido.

    R: a) 126,6 g; b) 0,92 moles

54. Calcula los gramos de hidróxido cálcico del 75% de riqueza que son necesarios para neutralizar 100 c.c. de ácido nítrico de δ= 1,20 g/mL y 78% de pureza.

    R: 73,3 g

55. El amoníaco se puede obtener calentando cloruro amónico con hidróxido de sodio. Calcula cuántos gramos de una muestra de cloruro de amonio que tiene un 88% de riqueza, se necesitan para obtener 3 litros de amoníaco medidos a 25ºC y 1 atm.

    R: 7,42g

56. Se disuelven 10 g de hidróxido de bario y 10 de óxido de potasio con suficiente cantidad de agua. Calcula:

    a) moles de anión hidróxido en la solución
    b) masa de ácido perclórico necesario para neutralizarlo.

    R: a) 0,329 mol; b) 33 g

57. Se hacen reaccionar 10,0 g de hidróxido de cinc con exceso de hidróxido de potasio y se obtienen 15,0 g de la sal. Calcula el rendimiento del proceso.

    R: 84,8%

58. Se disuelven en agua 1,8 g de pentóxido de difósforo, pureza 90%. La solución obtenida se mantiene a temperatura adecuada y luego se trata con solución de nitrato de plata, precipitando 8,3 g de fosfato de plata. Calcula el rendimiento de esta última reacción.

R: 86,8%

59. Una muestra de 6 g de magnesio se trata con 33 g de ácido sulfúrico, obteniéndose -5,5 L de hidrógeno medidos a 42 °C y 730 mmHg. Calcula:

a) moles de reactivo en exceso finalizada la reacción;
b) rendimiento de la reacción.

R: a) 0,13 mol de ácido;

b) 81,8%

60. Se colocaron 2,5 g de una barra de cinc en una disolución de nitrato de plata. Después de cierto tiempo, la barra se sacó de la disolución y, una vez limpia y seca, se pesó. Si la masa final fue de 1,9 g, calcula la masa de plata y los moles de catión cinc presentes al momento de detener la reacción.

R: 2g Ag; $9{,}23.10^{-3}$ mol Zn^{2+}

61. Las primeras tuberías para distribución de agua potable eran de plomo. Debido a la cesión al agua de cationes plomo y sus efectos neurotóxicos, se fue reemplazando esta materia por otros como el pvc. Actualmente, el límite establecido por la OMS (Organización Mundial de la Salud) para el agua potable es de 0,1 mg por litro de agua.

La concentración de iones plomo (II) en una muestra de agua, se determina al añadir sulfato de sodio sólido a 500 mL exactos del agua. Si se hubieran requerido 4,50 mg de sulfato de sodio para precipitar por completo los iones plomo en forma de sulfato de plomo. Calcula: a) la masa del catión por litro de agua; b) Extrae conclusiones.

R: 13,1 mg/L

62. Calcula el volumen de hidrógeno que se obtendrá, medido en CNPT, al tratar 90 g de una aleación de níquel y cobre, cuya composición es de 1 a 3 respectivamente, con exceso de ácido sulfúrico si el rendimiento previsto es del 80%.

R: 6,83 L

63. Una muestra de 2,5 g de una mezcla de nitrato de potasio y cloruro de potasio se disolvió en agua. La disolución resultante se trató con un exceso de nitrato de plata formándose 1,92 g de un precipitado blanco. Calcula el porcentaje en masa de cada compuesto en la mezcla.

R: 40% KCl y 60% KNO_3

64. Una mezcla de 30 g de cloruro de amonio y carbonato de amonio se calienta fuertemente, liberándose 3 L de dióxido de carbono, medidos a 15 ºC y 0,98 atm. Calcula:

a) la composición porcentual de la mezcla;

b) el volumen total de amoníaco obtenido en las mismas condiciones de presión y temperatura.

R: a) 39,66% de carbonato de amonio y 60,34% de cloruro de amonio

b) 14,12 L

65. Se disuelve en agua 35 g de una mezcla que contiene 40 % de ácido perclórico, 40 % de ácido nítrico y 20 % de ácido fosfórico. Calcula:

a) masa de cationes hidrógeno presentes en la solución
b) moles de hidróxido de calcio necesarios para su neutralización total
c) volumen de hidrógeno, medido en CNPT, que se libera al agregar 28 g de estaño del 85 % de pureza.

R: a) 0,57 g

b) 0,285 moles

c) 4,48 L

66. Se hacen reaccionar 250 mg de cloruro de sodio con ácido sulfúrico en exceso, formándose la sal ácida correspondiente. El cloruro de hidrógeno liberado se neutraliza con 190 mg de hidróxido de potasio. Calcula el rendimiento de la primera reacción.

R: 79%

67. La "cal sodada" contiene óxido de calcio e hidróxido de sodio. Se disuelven 5 g de una muestra en agua. Al tratarla con solución de carbonato de sodio se precipitan 1,9 g de carbonato de calcio. Establece la composición porcentual de la "cal sodada" analizada.

R: 21,2% CaO y 78,8% NaOH

68. A una solución que contiene 45 g de ácido clorhídrico se le agrega a 10 g de aluminio. El exceso de ácido consume 6,5 g de hidróxido de sodio, pureza 84,8 %. Calcula:

a) el porcentaje de impurezas presentes en el metal
b) Masa de sal formada.

R: a) 98,6%; b) 48,76 g

69. Los alimentos que se ingieren son degradados en el cuerpo para proporcionar energía, que se utiliza para el crecimiento y otras funciones. Una ecuación general total para este complicado proceso se puede representar mediante la siguiente ecuación global:

$C_6H_{12}O_6$ (ac) + O_2 (g) = CO_2 (g) + $H_2O(\ell)$

Si una persona consume 15 g de glucosa por día, calcula:

a) Volumen de agua formada (δ=1g/mL)
b) volumen de dióxido de carbono, medido a 37 ºC (temperatura corporal) y 1 atm.

R: a) 9 mL; b) 12,7 L

70. Se hacen reaccionar 500g de sulfito de sodio del 71 % de riqueza y 100 mL de ácido sulfúrico de densidad 1,83 g/ml y 98 % de riqueza.

¿Qué volumen de dióxido de azufre, medidos a 35°C y 952,5 hPa, podemos obtener si se hacen reaccionar los compuestos antes mencionados y en las cantidades indicadas?

R: 49,16 L

UNCUYO
UNIVERSIDAD NACIONAL DE CUYO

FACULTAD DE CIENCIAS AGRARIAS

Alte. Brown 500
Chacras de Coria, Luján de Cuyo
Tel. (261) 413 5010 / 496 0431
Fax (261) 496 0469