



**UNCUYO**  
UNIVERSIDAD  
NACIONAL DE CUYO

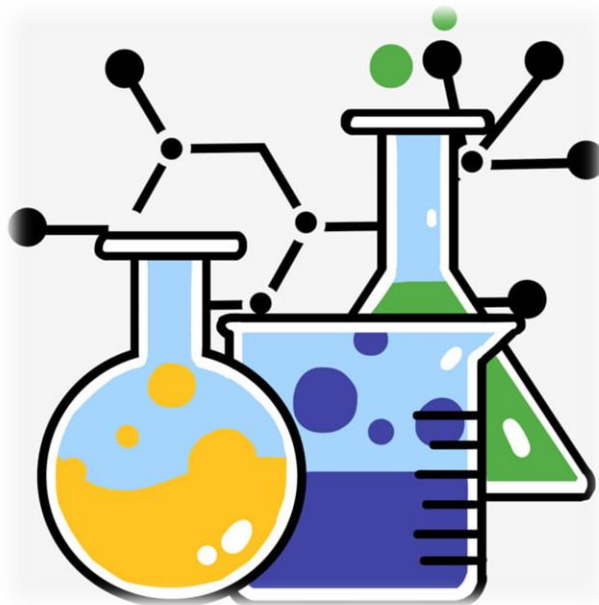


FACULTAD DE  
**CIENCIAS APLICADAS  
A LA INDUSTRIA**

# **INGRESO 2022**

**FACULTAD DE CIENCIAS APLICADAS A LA INDUSTRIA**

**Material de estudio de Química**



## PROGRAMA DE QUÍMICA

### TEMA I

*Química: Objetivos e importancia. Materia. Generalidades. Estados de agregación. Cambios de estados. Sistemas Materiales. Sustancias simples y compuestas. Sistemas dispersos. Elemento químico. Transformaciones físicas y químicas.*

### TEMA II

*a. Composición atómica. Partículas inestables. Isótopos. Número atómico. Número de masa. Número de neutrones.*  
*b. Teoría atómica – molecular. Átomo, molécula. Unidad de masa atómica. Masa atómica relativa. Masa molecular relativa. Atomicidad. Mol. Constante de Avogadro. Masa molar. Volumen molar normal.*

### TEMA III

*Nomenclatura y formuleo de compuestos inorgánicos. Transformaciones químicas. Ecuaciones Químicas. Reacciones de Neutralización.*

### TEMA IV

*Introducción a la estequiometría. Pureza de los reactivos. Reactivo limitante. Rendimiento.*

### Bibliografía:

- Aldabe, Aramendia, Lacreu; 1998. Química 1 Fundamentos. Ediciones Colihue
- Aldabe, Aramendia, Lacreu (comp.); 1999. Tabla Periódica de los Elementos. Ediciones Colihue.
- Biasoli, Weitz. Química General e Inorgánica. Kapeluz
- Raymond Chang; 1999. Química, 6<sup>ta</sup> ed. Editorial Mc Graw Hill.
- Whitten, Gailey, Davis; 1996. Química General, 3<sup>ra</sup> ed. Editorial Mc Graw Hill.

## TEMA 1

*Química. Materia. Generalidades. Estados de agregación. Cambios de estados. Sistemas materiales. Sustancias Simples y compuestas. Sistemas dispersos. Elementos químicos. Métodos de separación y de fraccionamiento. Transformaciones físicas y químicas.*

**Química:** La química es la ciencia que describe la **materia**, sus propiedades físicas y propiedades químicas, sus transformaciones y la **energía** involucrada en dichos procesos.

**Importancia de la química:** Cualquier aspecto de nuestra vida depende de la química, en cuanto esta ciencia proporciona los medios que la hacen posible y de ella dependen valores esenciales para el hombre, tales como la calidad del aire que respiramos, la calidad del agua que consumimos, la contaminación de los alimentos. Podríamos seguir enumerando muchos temas más, relacionados con nuestro diario vivir. En general podemos decir que esta ciencia está relacionada con nuestro bienestar material, el sustento de la humanidad, la salud, el medio ambiente, entre alguna de las cosas que podemos enumerar.

Como verás son muchas áreas comprometidas con la química, por lo que como estudiante de esta ciencia te cabe el compromiso de contribuir en un futuro a penetrar en sus misterios.

**Materia:** Es todo aquello que tiene masa y ocupa un lugar en el espacio, siendo la masa una medida de la cantidad de materia.

La materia es la constituyente de los cuerpos. Podemos decir que **cuerpo** es una porción limitada de materia.

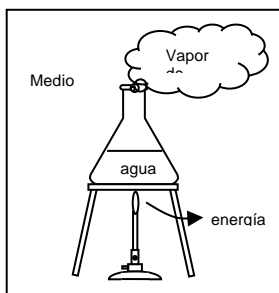
**Sustancia** es aquello que constituye todos los “cuerpos puros” con iguales valores para sus propiedades intensivas, medidas en iguales condiciones de presión y temperatura y el mismo estado de agregación. Y todos los cuerpos puros que pueden obtenerse a partir de ellos mediante cambios de estado. (pag 21 ESTÁ ESCRITO ¡PERO ESTÁ MAL!) Faustino F. Beltrán

**Ley de conservación de la materia:** Experiencias como la que sigue; la masa de óxido de magnesio es exactamente igual a la suma de las masas de magnesio y de oxígeno; han demostrado que no hay cambio observable en la cantidad de materia durante una reacción química ordinaria. Se puede enunciar que la masa de todo sistema aislado permanece constante durante una reacción química ordinaria.

**Ley de conservación de la energía:** Los experimentos han demostrado que toda la energía que interviene en algún cambio químico o físico aparece en alguna otra forma después del cambio; estas observaciones se pueden resumir diciendo que la energía no se crea ni se destruye, solo se transforma.

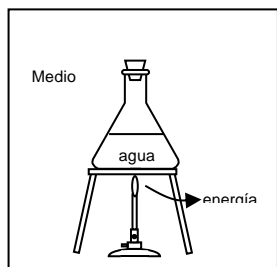
Es imposible estudiar el universo material sin aislar porciones del mismo para realizar su estudio. Un **sistema material** es una porción del mundo real, está delimitado por una superficie que lo separa del medio circundante.

Los sistemas materiales los podemos clasificar en, sistema abierto, sistema cerrado y sistema aislado.



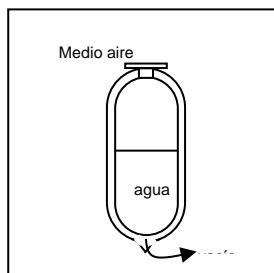
**Sistema abierto:** es aquel en el que se produce transferencia de masa y de energía entre el sistema y el medio.

La masa de agua contenida en el erlenmeyer abierto recibe calor del medio, parte de la masa de agua es convertida en vapor de agua, pasando al medio.



**Sistema cerrado:** es aquel en el que solamente se intercambia energía entre el sistema y su medio.

La masa de agua contenida en el erlenmeyer tapado recibe calor del medio, pero como el vapor de agua no puede escapar, la masa del sistema se mantiene constante.



**Sistema aislado:** es aquel en el que tanto la masa y la energía no se intercambian entre el sistema y su medio.

Un termo tapado, no es atravesado por la masa de agua ni por el calor.

**Propiedades de la materia:** las sustancias se caracterizan por sus propiedades y por su composición.

Una propiedad física se puede medir y observar sin que cambie la composición o identidad de la sustancia. Por ejemplo, se puede determinar el punto de fusión del hielo al calentar un trozo de él y registrar la temperatura a la cual se transforma en agua líquida.

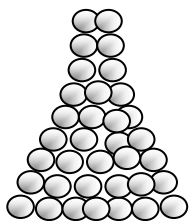
Por otro lado, el enunciado “el gas hidrógeno se quema en presencia de gas oxígeno para formar agua” describe una propiedad química del hidrógeno, ya que para observar esta propiedad se debe efectuar un cambio químico, en este caso, la combustión. Después del cambio no es posible recuperar el hidrógeno del agua por un cambio físico, como la ebullición o la congelación.

Todas las propiedades medibles de la materia pertenecen a una de las dos categorías adicionales: propiedades extensivas y propiedades intensivas.

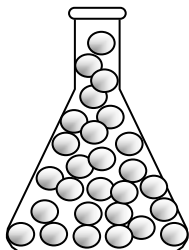
El valor medido de una **propiedad extensiva** depende de la cantidad de materia considerada, por ejemplo la masa, el volumen.

El valor medido de una **propiedad intensiva** no depende de cuánta materia se considere. La densidad, definida como la relación entre la masa de una determinada cantidad de materia y su volumen, es una propiedad intensiva, la temperatura también es una propiedad intensiva.

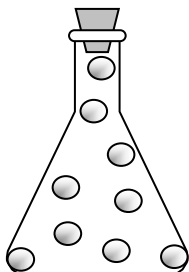
**Estados de agregación de la materia:** según las condiciones de presión y temperatura, la materia se puede presentar en distintos estados de agregación, es decir estados físicos: sólido, líquido y gaseoso.



**Estado sólido:** las moléculas se mantienen unidas en forma organizada, con poca libertad de movimiento. Las sustancias en estado sólido poseen forma definida y volumen propio, no pueden fluir.



**Estado líquido:** las moléculas están unidas, pero no en una posición rígida y se pueden mover libremente. Las sustancias en estado líquido pueden fluir, pero esta capacidad es variable, dependiendo de la viscosidad, adoptan la forma del recipiente que los contiene, tienen volumen propio y son difícilmente compresibles.



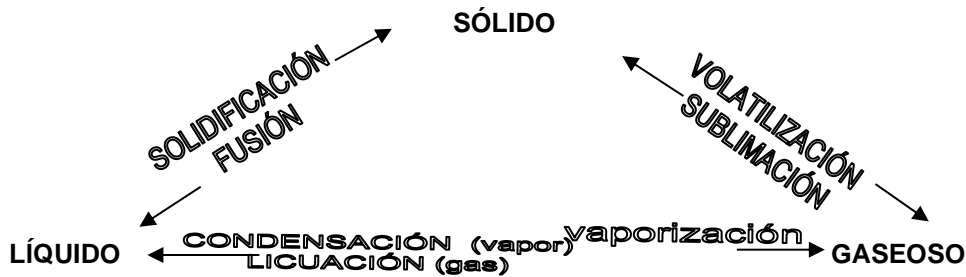
**Estado gaseoso:** las moléculas están separadas por distancias que son grandes comparadas con el tamaño de las moléculas. Las sustancias en estado gaseoso no tienen forma ni volumen propio, llenan totalmente el recipiente que los contiene, tienen expansión infinita y son fácilmente compresibles.

**Cambios de estado:** las variaciones de presión y/o temperatura provocan un cambio del estado físico en el que se encuentra una sustancia; sin afectar la composición química de la misma.

Se pueden presentar los siguientes cambios de estado: fusión, solidificación, vaporización (evaporación y ebullición), condensación (o licuación), sublimación y volatilización.

- **Fusión:** es el pasaje del estado sólido al líquido. Se produce por la acción del calor, ejemplo : el hielo por acción del calor funde, es decir se convierte en líquido.
- **Solidificación:** es el pasaje del estado líquido al sólido. Se produce por la disminución de la temperatura, ejemplo: el agua, por enfriamiento, solidifica y se transforma en hielo.
- **Vaporización:** es el pasaje del estado líquido al gaseoso. Cuando se produce en toda la masa del líquido se denomina ebullición, que ocurre por aumento de la temperatura o disminución de la presión. La vaporización que solo tiene lugar en la superficie del líquido, y se produce a cualquier temperatura, se llama evaporación, ejemplo: el agua contenida en un recipiente se evapora a la temperatura ambiente, pero ebulle si dicha temperatura se eleva a 100°C (punto de ebullición del agua a presión atmosférica normal).
- **Licuación o condensación:** es el pasaje del estado gaseoso al líquido. Se produce por disminución de la temperatura o aumento de la presión, o bien cuando se modifican simultáneamente ambos factores, ejemplo : el aire sometido a bajas temperatura y altas presiones se licua, transformándose en aire líquido.

- **Volatilización:** es el pasaje del estado sólido al estado gaseoso sin pasar por el estado líquido, ejemplo : el yodo a temperatura ambiente pasa de sólido a gaseoso sin pasar por el estado líquido, se volatiliza.
- **Sublimación:** es el pasaje del estado gaseoso al estado sólido sin pasar por el líquido, aunque algunos autores lo consideran un proceso doble del estado sólido al gaseoso y del gaseoso al sólido sin pasar por el estado líquido, ejemplo : el yodo volatilizado al tomar contacto con una superficie fría sublima.



**Clasificación de los sistemas materiales:** analizando las propiedades intensivas de un sistema encontramos que lo podemos dividir en:

- **Homogéneos:** cuando tienen iguales propiedades intensivas en toda su extensión. Ejemplo: agua salada.
- **Heterogéneos:** cuando tienen alguna de sus propiedades intensivas diferentes en alguna de sus porciones. Ejemplo: agua y aceite.
- **Inhomogéneos:** cuando la variación de las propiedades intensivas se produce en forma gradual. Ejemplo: atmósfera.

Aquellas porciones de un sistema que poseen iguales propiedades intensivas se las denomina **fases**. Las fases tienen límites claros y definidos que pueden observarse a simple vista o mediante instrumentos ópticos adecuados (lupa, microscopio, o ultramicroscopio). A esos límites o superficies de discontinuidad se las denomina interfases.

Las sustancias puras que constituyen un sistema se denomina **componentes**.

Ejemplos:

Un sistema formado por agua líquida, hielo, vapor de agua está constituido por un componente (agua) y tres fases: líquida, sólida, y gaseosa. El sistema es heterogéneo.

Un sistema formado por sal disuelta en agua está constituido por dos componentes (agua y cloruro de sodio) y una fase líquida. El sistema es homogéneo.

Los sistemas homogéneos pueden ser sustancias puras o soluciones verdaderas.

Son sustancias puras cuando están constituidos por un solo componente, las sustancias puras simples están formadas por átomos de un mismo elemento, ejemplo: hierro (Fe), oxígeno molecular (O<sub>2</sub>), ozono (O<sub>3</sub>), las sustancias puras compuestas están formadas por la unión de átomos de dos o más elementos distintos, ejemplo: agua (H<sub>2</sub>O), óxido de calcio (CaO).

Son soluciones verdaderas cuando están constituidas por más de un componente. El diámetro de las partículas disueltas es menor de  $1 \cdot 10^{-9}$  m, ejemplo: solución de sal en agua.

**Mezclas o sistemas dispersos:** se designa con este nombre a todo sistema heterogéneo u homogéneo de composición no definida, formado por más de una sustancia pura. Los sistemas dispersos o mezclas homogéneas se denominan **soluciones** y las heterogéneas **dispersiones**.

Las dispersiones a su vez se clasifican en:

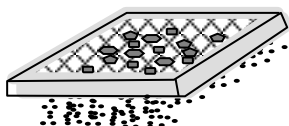
1. **Dispersiones groseras o macroscópicas:** sistema constituido por una fase dispersante y otra dispersa, ésta con tamaño de partículas mayor de  $5 \cdot 10^{-5}$  m, ejemplo: granito.
2. **Dispersiones finas:** sistema en el que la fase dispersante tiene tamaño de partículas entre  $5 \cdot 10^{-5}$  m y  $10^{-7}$  m. Pueden ser **suspensiones**, son sólidos en líquidos, ejemplo: tinta china, o **emulsiones**, son líquido en líquido, ejemplo: cremas (cosméticos).
3. **Dispersiones coloidales:** sistema en el que la fase dispersa tiene tamaño de partículas entre  $10^{-7}$  m y  $10^{-9}$  m, ejemplo: gelatina.

### Separación de los componentes de una mezcla

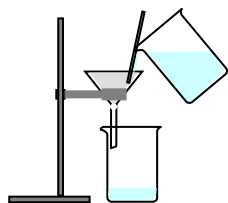
Cuando se ponen en contacto dos o más sustancias, que no reaccionan químicamente, se obtiene una mezcla en la cual cada una de las sustancias componentes conserva su identidad y sus propiedades. Podemos utilizar las diferencias en las propiedades de los sistemas materiales para lograr la separación de sus componentes. Así las distintas fases de un sistema heterogéneo pueden separarse aprovechando sus propiedades, por métodos mecánicos (decantación, filtración, tamización, etc.). Cada una de las fases separadas puede estar formada por uno o varios componentes. En este segundo caso, la aplicación de métodos de fraccionamiento (destilación, cristalización, etc.) permitirá separar cada uno de ellos.

El químico se encuentra continuamente con sistemas materiales a los que debe aplicar métodos de fraccionamiento, algunos son comunes como los que acaban de mencionar, pero en determinados casos se hace necesario recurrir a métodos más complicados, como por ejemplo: la cristalización fraccionada, la destilación fraccionada y aún en otros casos se deben aplicar procedimientos químicos, en los que uno o más componentes reaccionan químicamente.

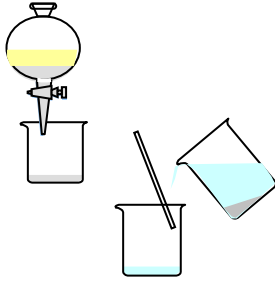
### Separación de fases



**Tamización:** Separa dos sólidos de distinta granulometría, valiéndose de un tamiz.  
Ejemplo: canto rodado de arena.

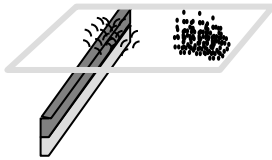


**Filtración:** Separa un sólido insoluble disperso en un medio líquido. El sólido queda retenido en el papel de filtro y el líquido pasa.  
Ejemplo: talco en agua.

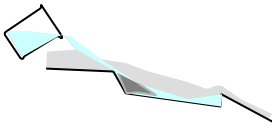


**Decantación:** Separa las fases de un sistema formado por líquidos no miscibles.  
Ejemplo: agua de aceite, usando una ampolla de decantación

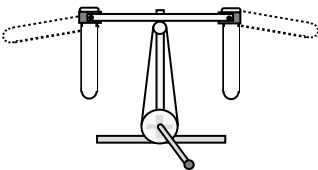
También se emplea para separar una fase sólida dispersa en un líquido  
Ejemplo: agua de arena.



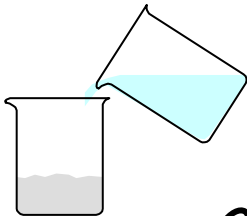
**Imantación:** Para separar hierro de otra sustancia  
Ejemplo: hierro de arena.



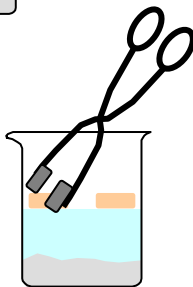
**Levigación:** Separa sistemas heterogéneos formado por fases sólidas de distinta densidad, por arrastre con un líquido  
Ejemplo: oro de arena



**Centrifugación:** Se emplea para acelerar el proceso de decantación.  
Ejemplo: crema de la leche.

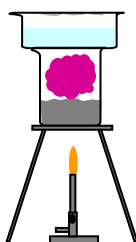


**Disolución:** Se aplica cuando una de las fases es soluble en un determinado solvente.  
Ejemplo: sal de arena



**Flotación:** Separa sólidos de distinta densidad, colocados en un líquido de densidad intermedia.  
Ejemplo: corcho y arena.

**Tría:** Una fase se encuentra dividida en trozos bien diferenciados.

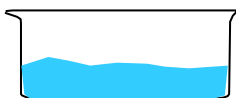


**Sublimación:** Se puede separar dos sólidos de los cuales uno volatiliza, por acción del calor y luego sublima por enfriamiento.  
Ejemplo: yodo metálico de arena.



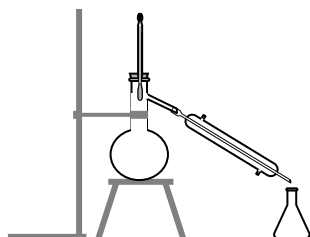
## Fraccionamiento de fases

Vapor de agua



**Cristalización:** Es la evaporación lenta del solvente de una solución sólida - líquida, quedando en el recipiente como residuo el sólido (fase que nos interesa).

Ejemplo: solución de sulfato de cobre.



**Destilación simple:** Es el método por el cual se puede fraccionar una mezcla homogénea que contenga sustancias con distinto punto de ebullición.

Ejemplo: solución salina.

**Elemento químico:** es una sustancia que no puede descomponerse en otras sustancias más sencillas, también se puede definir como, el componente común de una sustancia simple, a las variedades alotrópicas de esa sustancia simple y a todos los compuestos de los cuales, por descomposición, se puede obtener esa sustancia simple.

**Alotropía:** propiedad que posee un elemento de dar más de una sustancia simple, ejemplo.: oxígeno, ozono; fósforo rojo, fósforo blanco; grafito, diamante.

El elemento químico oxígeno, forma la sustancia simple oxígeno,  $O_2$  (gaseosa a temperatura ambiente) y a la sustancia simple ozono,  $O_3$  (gaseosa a temperatura ambiente); este elemento químico también está presente en sustancias compuestas como el dióxido de carbono,  $CO_2$  y el agua,  $H_2O$ . Por descomposición total del dióxido de carbono se obtienen las sustancias simples carbono, C y oxígeno,  $O_2$ .

**Tabla periódica de los elementos:** existen en la actualidad 112 elementos conocidos, se agrupan en la tabla periódica. No todos forman sustancias simples estables, algunos tienen una existencia muy corta. Actualmente se conocen 90 elementos naturales y 22 artificiales.

Todas las sustancias conocidas en la tierra son producto de las combinaciones de estos 90 elementos.

De acuerdo a la posición de los elementos en la Tabla periódica se los puede clasificar de diferentes maneras, una de ellas, los clasifica en: metales, no metales y metaloides.

### Ejercitación:

1.1 ¿Cuáles de las siguientes propiedades son extensivas y cuáles intensivas: masa, punto de ebullición, volumen, dureza, color, punto de fusión, superficie?

1.2 ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas? Todos los sistemas homogéneos:

a) son polifásicos	c) son monofásicos
b) tienen un componente	d) tienen varios componentes

1.3 Determina si los siguientes sistemas son homogéneos o no:

a) aire que respiramos	d) leche
b) oxígeno y cobre	e) agua destilada
c) agua potable	f) carbonato de sodio

1.4 Un recipiente contiene: 1 litro de agua, 10 gramos de arena, 100 gramos de hielo y 0,5 litros de alcohol.

1.4.1 ¿Cuántas fases hay en el sistema dado?

- a) más de 5      b)5      c)4      d)3      e)2

1.4.2 ¿Cuántos componentes tiene el sistema dado?

- a) 6      b)5      c)4      d)3      e)2

1.4.3 Escribe los nombres de los componentes de la fase líquida:

1.4.4 ¿Qué ocurre si extraemos los 100 gramos de hielo?

- a) Aumenta el número de fases.  
b) Disminuye el número de componentes.  
c) No varía el número de fases ni de componentes.  
d) Aumenta el número de fases y de componentes.  
e) Disminuye el número de fases.

1.4.5 ¿Qué ocurre si se disuelve cloruro de sodio en la fase líquida?

- a) Aumenta el número de fases.  
b) Disminuye el número de componentes.  
c) No varía el número de fases ni de componentes.  
d) Aumenta el número de componentes.  
e) Disminuye el número de fases.

1.5 ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas y cuáles no?. Justifica.

- a) Un sistema con un solo componente debe ser homogéneo.  
b) Un sistema con dos componentes líquido debe ser homogéneo.  
c) Un sistema con dos componentes gaseoso debe ser homogéneo.  
d) Un sistema con varios componentes distintos debe ser homogéneo.  
e) Si se calienta una determinada cantidad de un líquido su volumen aumenta y en consecuencia aumenta su masa.

1.6 ¿Puede existir un sistema homogéneo formado por más de una sustancia pura?. Justifica.

1.7 Da un ejemplo de un sistema heterogéneo formado por una sola sustancia pura.

1.8 Determina cuáles de estas características corresponden al estado sólido:

- a) Tiene volumen propio y adopta la forma del recipiente que los contiene.
- b) Tiene forma propia y es compresible.
- c) Tiene fluidez y es incompresible.
- d) Ninguna de las anteriores

1.9 ¿Puedes dar ejemplos de sistemas heterogéneos formados por dos fases gaseosas? Justifica.

1.10 Indica cuáles de los siguientes sistemas son soluciones y cuáles sustancias puras simples o compuestas.

- a) Mercurio.
- b) Agua salada.
- c) Agua y alcohol.
- d) Óxido de plata.
- e) Bromo líquido.
- f) Vino filtrado.

1.11 ¿Qué método o métodos se podrían emplear para separar cada uno de los componentes de los siguientes sistemas?

a) Cuarzo y sal	c) Azúcar, agua y carbón
b) Agua y kerosene	d) Sal, hielo y agua

1.12 Se destila parcialmente un líquido homogéneo A y se obtiene en el erlenmeyer un líquido homogéneo B, dejando en el balón de destilación un residuo C, también líquido y homogéneo. Si A, B y C tienen iguales propiedades intensivas, podrías afirmar que A es:

- a) Una sustancia pura
- b) Un sistema heterogéneo
- c) Un sistema homogéneo de tres componentes
- d) Una solución

*Es útil realizar un esquema del aparato de destilación simple.*

1.13 En un equipo de destilación, ¿qué sucede si se interrumpe la corriente de agua que fluye por el tubo refrigerante del aparato de destilación?.

1.14 Da el nombre de los elemento cuyos símbolos son:

P	S	B
Po	Pb	Ba
Se	Sn	Be

### Problemas propuestos:

1.15 Investiga y responde:

- a) ¿A qué llamamos sistema material?
- b) ¿A qué llamamos componentes de un sistema material?
- c) ¿Cómo se define un sistema homogéneo?
- d) ¿A qué se denomina sistema heterogéneo?
- e) ¿Cómo es posible decidir si un sistema material homogéneo es una solución o una sustancia?

- 1.16 Determina cuáles de estas características corresponden al estado gaseoso:
- Tiene volumen propio y adopta la forma del recipiente que los contiene.
  - No tiene forma propia y es incompresible.
  - Tiene fluidez y es compresible.
- 1.17 Se tiene azúcar y sal (cloruro de sodio) disueltos en agua. Señalar las afirmaciones que son correctas:
- La densidad es igual en todas las porciones del sistema.
  - El sistema está constituido por más de una sustancia.
  - Se trata de un sistema homogéneo de dos componentes.
  - El sistema tiene una sola fase a cualquier temperatura.
- 1.18 Da un ejemplo de:
- Un sistema formado por 3 fases y 2 componentes.
  - Un sistema formado por 1 fase y 3 componentes.
- 1.19 Un compuesto químico está constituido por:
- Átomos de un mismo elemento.
  - Átomos de diferentes elementos.
  - Moléculas monoatómicas.
- 1.20 ¿Cuáles de los siguientes sistemas son homogéneos y cuáles heterogéneos?
- Arena y agua.
  - Oxígeno y nitrógeno.
  - Tinta china.
  - Aceite.
- 1.21 ¿Cuáles de los siguientes sistemas homogéneos son soluciones y cuáles sustancias puras?

a) Hierro.	b) Agua de mar filtrada
c) Aire filtrado y seco	d) Ácido sulfúrico.
e) Ozono.	f) Óxido de hierro III.

- 1.22 Clasifica los siguientes sistemas en: compuestos o mezclas:

a) Cal.	e) lavandina.	i) Miel.
b) Nafta.	f) Bronce.	j) Carbonato de sodio.
c) Alcohol absoluto.	g) Jabón.	k) Amoníaco
d) Oxido de cinc	h) Vinagre.	l) Tintura de yodo.

- 1.23 Indica si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones. Justificar.
- La densidad de 1g de miel es igual al de 100g de la misma miel, a igual temperatura.
  - El plomo sólido en contacto con el plomo líquido forman un sistema homogéneo ya que se trata de una misma sustancia.
  - Para separar el sulfato de cobre sólido en una solución acuosa de sulfato de cobre saturada, no puede hacerse por filtración.
  - En un sistema que está constituido por tres fases, hay por lo menos tres sustancias que lo forman.

- 1.24 Para cada uno de los sistemas descritos indica cuántas fases lo constituyen e identifícalas. Explica brevemente como podrías separarlas.
- Agua y arena.
  - Aceite y agua.
  - Alcohol y agua.
  - Agua, arena y limaduras de hierro.
  - Arena, solución acuosa saturada de cloruro de sodio y cloruro de sodio sólido.

- 1.25 Da el nombre de los siguientes símbolos químicos, el grupo y el periodo al que pertenecen:

Especie	Periodo	Grupo	Especie	Periodo	Grupo	Especie	Periodo	Grupo
C			Zn			U		
Ca			I			Pb		
F			Si			Cr		
Cs			Ba			Mn		

- 1.26 Estás en el cine viendo una película, que realmente es aburrida, en un instante miras para arriba y ves un haz de luz que se origina en el proyector y termina en la pantalla. ¿Qué ves? Podrías dar una explicación para tal fenómeno.
- 1.27 El Sulfato cúprico ( $\text{CuSO}_4$ ), se caracteriza por ser soluble en agua. En nuestra provincia se utiliza para sulfatar la viña. Por motivos que se desconocen una bolsa de sulfato cúprico se mezcló con arena. Se esta mezcla es usada, destruiría los picos de la sulfatadora. Como encargado de la finca, ¿qué deberías ordenar que se haga, para poder utilizar ese sulfato cúprico sin ocasionar daños al equipo?

## TEMA 2

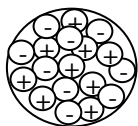
Composición atómica. Isótopos. Número atómico. Número másico. Número de neutrones. Unidad de masa atómica. Mol. Constante de Avogadro. Masa atómica. Masa molar. Volumen molar.

**El átomo:** es la partícula más pequeña que mantiene su identidad química a través de todos los cambios químicos y físicos. Según el modelo que se acepta actualmente; los átomos están formados, al menos, por la asociación de tres partículas más pequeñas: **el electrón, el protón y el neutrón.**

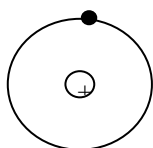
### Valores de cada una de las partículas

	Electrón	Protón	Neutrón
masa	$9,11 \cdot 10^{-31}$ kg	$1,673 \cdot 10^{-27}$ kg	$1,675 \cdot 10^{-27}$ kg
carga	Negativa (-) $1,6 \cdot 10^{-19}$ C	Positiva(+) $1,6 \cdot 10^{-19}$ C	Ninguna 0

#### Distintas representaciones del átomo



Modelo atómico hacia fines del siglo XIX, cargas + y - alternantes



Modelo planetario, el núcleo concentra la mayor parte de la masa y los e<sup>-</sup> describen órbitas a su alrededor.



Modelo de Borh, hacia principios del siglo XX

El protón tiene una masa de aproximadamente 1836 veces mayor que la masa del electrón y el neutrón tiene una masa apenas un poco mayor que la masa del protón. Esta pequeñísima diferencia de masa no es relevante al analizar las transformaciones químicas pero tiene gran importancia en la producción de energía nuclear.

Por el momento nos manejaremos con la idea de que todos los átomos tienen un núcleo formado por protones y neutrones, alrededor del cuál se mueven los electrones (*salvo el átomo de hidrógeno formado por un protón y un electrón, no posee neutrones*).

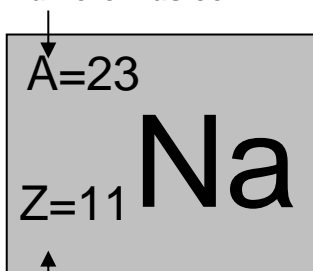
Cada átomo posee el mismo número de protones que de electrones por lo que en su conjunto no tienen carga eléctrica neta.

Las tres partículas tienen una enorme diferencia de masa, por lo que se puede considerar que la masa de un átomo se concentra en su núcleo.

Dos números indican la cantidad de partículas del núcleo: el número atómico (se simboliza con la letra Z) e identifican a los átomos, y el número de masa (se simboliza con la letra A).

La convención de cómo se simboliza Z y A en un elemento es,  ${}^A_Z X$ . Por ejemplo:

Número Másico



Número Atómico

El número atómico  $Z$  es el número de protones de un determinado átomo. El número de masa  $A$  es el resultado de la suma del número de protones y del número de neutrones presentes en el núcleo del átomo.

Puede haber átomos con igual valor de  $Z$  y distinto valor de  $A$ . Son átomos de un mismo elemento, que se van a diferenciar por el número de neutrones. A estos átomos se los denomina **isótopos**. Por ejemplo:



En este caso el carbono -12 tiene seis neutrones y el carbono -14 tiene 8 neutrones.

Respecto al conocimiento de **molécula**, diversos autores tratan el tema con diferentes enfoques. En los siguientes párrafos proponemos algunos.

Whitten:

- la partícula más pequeña de un compuesto o elemento que tiene existencia propia estable e independiente.

Sienko:

- grupo neutro de átomos unidos con solidez suficiente para poder considerarlo como una unidad.

Garritz:

- es la parte más pequeña en la que puede ser dividida una sustancia sin que se forme una nueva sustancia.
- agregados estables de dos o más átomos.

Un átomo de oxígeno no puede existir solo a temperatura ambiente y presión atmosférica normal, por tanto cuando se mezclan átomos de oxígeno en esas condiciones se combinan en pares. El  $O_2$  (oxígeno molecular) está formado por dos átomos de oxígeno, es una molécula diatómica. Las moléculas que contienen más de dos átomos son poliatómicas.

Las moléculas de los compuestos están formadas por más de un tipo de átomos. Una molécula de agua, esta formada por dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno ( $H_2O$ ).

**Ión:** especie cargada formada a partir de átomos o moléculas neutras que han ganado o perdido electrones como resultado de un cambio químico. El número de protones cargados positivamente, del núcleo de un átomo permanece igual durante los cambios químicos comunes.

La pérdida de uno o más electrones a partir de un átomo neutro forma un catión, un ión con carga neta positiva. Por ejemplo un átomo de sodio fácilmente puede perder un electrón para formar un catión sodio  $Na^+$ .

Por otra parte un anión es un ión cuya carga neta es negativa debido a un incremento en el número de electrones. Por ejemplo, un átomo de cloro puede ganar un electrón para formar un anión cloruro  $Cl^-$ .

Átomo de Na	Ion Na <sup>+</sup>	Átomo de Cl	Ion Cl <sup>-</sup>
11 protones	11 protones	17 protones	17 protones
11 electrones	10 electrones	17 electrones	18 electrones

**Masa atómica:** como hemos visto la masa de un átomo depende del número de electrones, del número de protones y del número de neutrones que contiene. El conocimiento de la masa del átomo es de mucha importancia en el trabajo de laboratorio, sin embargo los átomos son partículas tan pequeñas, que en una diminuta partícula de polvo, que se pueda apreciar a simple vista, contiene aproximadamente,  $1 \cdot 10^{16}$  partículas. Un solo átomo no se puede pesar, experimentalmente, se puede determinar el valor de la masa de un átomo en relación con la masa de otro. Para tal fin, se le asigna un valor a la masa de un átomo de un elemento determinado para utilizarlo de referencia.

Por acuerdo internacional, la masa atómica (peso atómico) es la masa de un átomo, en *unidades de masa atómica (u)*.

Una **unidad de masa atómica** se define como la masa de exactamente un doceavo (1/12) de la masa de un átomo de carbono 12. El carbono 12 es el isótopo del carbono que tiene seis protones y seis neutrones. La masa del carbono 12 es igual a 12 u, este átomo se toma como referencia para medir la masa de los demás elementos.

Así se ha comprobado que en promedio los átomos de hidrógeno tienen solo 8,3995% de la masa del átomo patrón de carbono 12, entonces la masa atómica del hidrógeno debe ser:

$$U_H = \frac{8,3995}{100} \times 12 = 1,00794 u_H$$

**Masa atómica promedio:** al revisar la tabla periódica se puede observar que la masa atómica del carbono no es exactamente 12 u, sino 12,01 u. La razón de esta diferencia es que la mayoría de los elementos de origen natural tienen más de un isótopo. Al medir la masa de un elemento, por lo general, se debe establecer la masa promedio de la mezcla natural de los isótopos. En el Carbono natural, la abundancia del <sup>12</sup>C y <sup>13</sup>C son respectivamente 98,9% y 1,1%. Esto quiere decir que de cada 1000 átomos de C de la mezcla isotópica considerados, 989 poseen una masa de 12 u y 11 de ellos, poseen una masa atómica de 13 u. Conociendo la masa y la abundancia de cada isótopo se puede calcular la masa atómica de cada elemento:

$$A = \frac{\sum A_i \times X_i}{100}$$

**A** = masa atómica del elemento

**A<sub>i</sub>** = masa atómica de cada isótopo

**X<sub>i</sub>** = porcentaje de cada isótopo en la mezcla

$$A = \frac{98,9}{100} \times (12 u) + \frac{1,1}{100} \times (13 u) = 12,1 u$$

Otro ejemplo, 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, <sup>63</sup>Cu (69,09%) y <sup>65</sup>Cu (30,91%), son 62,93 u y 64,9278 u, respectivamente (los



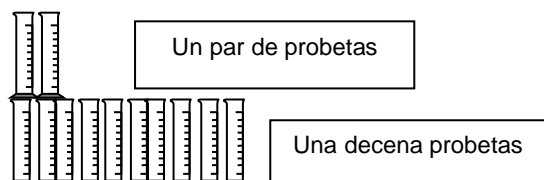
porcentajes que aparecen entre paréntesis se refieren a la abundancia relativa). ¿Cómo calcular la masa atómica promedio del cobre?

El primer paso consiste en convertir los porcentajes en fracciones. Así 69,09% se convierte en 69,09/100 y 30,91% en 30,91/100. A continuación se calcula la masa atómica promedio como sigue:

$$\frac{69,09}{100} \times (62,93 \text{ u}) + \frac{30,91}{100} \times (64,9278 \text{ u}) = \mathbf{63,55 \text{ u}}$$

### Masa molar de un elemento y número de Avogadro

Los átomos son muy pequeños para pesarlos individualmente, a la fecha es imposible diseñar una balanza para pesar átomos en forma individual. En la realidad se manejan cantidades muy grandes de átomos, por lo que es necesario una unidad especial que describa esas cantidades



La idea de una unidad para describir un número particular de objetos no es nueva. Por ejemplo, el par (dos entes), la decena (diez entes), la docena (doce entes), la gruesa (ciento cuarenta y cuatro entes).

La unidad correspondiente al SI (Sistema Internacional de Unidades) es **El Mol**, se define como la cantidad de sustancia que contiene tantas entidades (átomos, moléculas, iones, u otras partículas) como átomos hay exactamente en 12 gramos de  $^{12}\text{C}$ . El número real de átomos en 0,012 kg  $^{12}\text{C}$  se determina experimentalmente. El valor aceptado en la actualidad es:

$$\mathbf{1 \text{ mol} = 6,022045 \times 10^{23} \text{ entes}}$$

Este número se denomina **constante de Avogadro ( $N_A$ )**, en honor al científico italiano Amedeo Avogadro y por lo general se redondea a  $6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ . Al igual que una docena de probetas contiene doce probetas, un mol de átomos de carbono contiene  $6,022 \times 10^{23}$  átomos de carbono y tiene una masa de 12 gramos, esa es su **masa molar (M)** y es la masa de un mol de unidades de esa sustancia. Podemos decir entonces que:

$$12 \text{ g de } ^{12}\text{C} = 1 \text{ mol de átomos de } ^{12}\text{C} = 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos de } ^{12}\text{C}$$

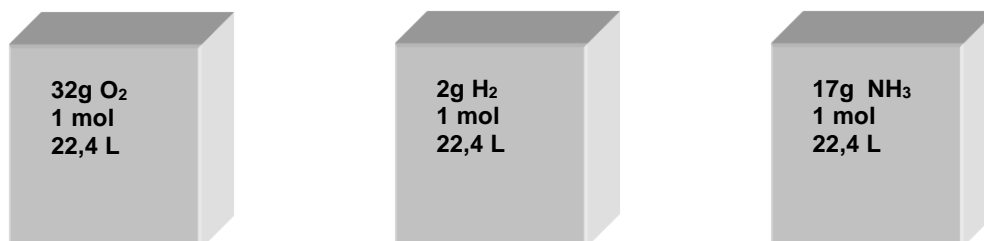
**Masa atómica relativa:** ( $A_r$ ) es un número que indica cuantas veces es mayor la masa de un átomo de un elemento que la *unidad de masa atómica* (u).

**Masa molecular relativa:** ( $M_r$ ) es posible calcular la masa de las moléculas de una sustancia si previamente conocemos las masas atómicas que la forman. La masa molecular es la suma de las masas atómicas en una molécula, y es un número que indica cuántas veces más masa tiene la sustancia en cuestión que la unidad de masa de referencia (u).

**Volumen Molar Normal de un Gas:** En 1811, Amedeo Avogadro postuló lo siguiente: *A la misma temperatura y presión, volúmenes iguales de gases contienen el mismo número de moléculas, (ley de Avogadro).*

Se ha encontrado experimentalmente que en CNPT (condiciones normales de presión y temperatura), es decir a una presión de 760 mm de Hg y una temperatura de 0 °C, o 1 atmósfera y 273 K, un mol de moléculas de cualquier sustancia gaseosa ocupa el mismo volumen, denominado volumen molar o molecular ( $V_0$ ). Su valor es igual a 22,4 litros.

En los cubos (figura siguiente), contienen tres gases distintos (oxígeno, hidrógeno y amoníaco), están en condiciones normales de presión y temperatura (CNPT), el número de moles es el mismo (1 mol), aunque sus masas molares son diferentes y los tres ocupan el mismo volumen (22,4 L).



*Breve reseña histórica:*



**Amedeo Avogadro**

(Turín, 1776-id., 1856) Químico y físico italiano. Fue catedrático de física en la Universidad de Turín durante dos períodos (1820-1822 y 1834-1850). En sus escritos publicados por el *Journal de Physique*, *Manera de determinar las masas relativas de las moléculas y las proporciones en las que éstas combinan* establece la famosa hipótesis de que volúmenes de gases iguales a las mismas condiciones de temperatura y presión, contienen igual número de moléculas.

Determinó que los gases simples como el hidrógeno y el oxígeno son diatómicos ( $H_2$ ,  $O_2$ ) y asignó la fórmula ( $H_2O$ ) para el agua. Las leyes de Avogadro resolvieron el conflicto entre la teoría atómica de Dalton y las experiencias de Gay-Lussac.

## Ejercitación:

2.1 De acuerdo a datos extraídos de la Tabla Periódica, completa el siguiente cuadro:

Especie	Símbolo	Nº atómico	Nº electrones	Nº protones	Nº neutrones	Nº másico
Estroncio		11				
	Al		30			
	Cl <sup>-</sup>					
	Ca <sup>2+</sup>			6		

2.2 ¿Cuál es el número másico de un elemento cuyo núcleo atómico contiene 14 protones y 13 neutrones?

2.3 Calcula el número de electrones y de neutrones que hay en el átomo de un elemento para el que  $Z=24$  y  $A=52$ .

2.4 ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas?

En la tabla periódica figura:  $^{108}_{47}\text{Ag}$ . El núcleo de un átomo de plata contiene:

- a) 61 electrones y 47 neutrones.
- b) 61 neutrones y 47 protones.
- c) 61 electrones y 47 protones.
- d) 61 protones y 47 neutrones.

2.5 ¿Cuál de las afirmaciones acerca de un isótopo  $^A_Z\text{M}$  de un elemento M es incorrecta?

- a) Z es el índice de masa del elemento.
- b) A es el índice de masa del elemento.
- c) Z es el número de cargas positivas del núcleo.
- d) Z es el número atómico.
- e) A es la suma del número de protones y neutrones del núcleo.

- 1) a y c      2) a      3) b y e      4) a y d

2.6 La plata natural está constituida por una mezcla de dos isótopos de números másicos 107 y 109. Sabiendo que abundancia isotópica es la siguiente:

$^{107}\text{Ag} = 56\%$  y  $^{109}\text{Ag} = 44\%$ . Deduce la masa atómica relativa de la plata natural.

2.7 Dos o más átomos son isótopos cuando tienen:

a) El mismo número atómico.	c) Distinta masa atómica.
b) El mismo número atómico y distinta masa atómica.	d) El mismo número de neutrones.

2.8 Considerando los átomos neutros correspondientes a dos isótopos diferentes del mismo elemento. ¿Cuál de las siguientes características es diferente en los dos isótopos?

a) El número atómico.	c) El número de electrones.
b) La masa atómica.	d) El número de protones.

2.9 ¿En cuál de los siguientes grupos se encuentran isótopos de un mismo elemento?

a) ${}_{28}^{72}Z$ ${}_{29}^{72}Y$ ${}_{30}^{72}Q$	c) ${}_2^4X$ ${}_2^6X$ ${}_2^5X$
b) ${}_{10}^{20}A$ ${}_{9}^{19}R$ ${}_{8}^{18}C$	d) ${}_{17}^{17}L$ ${}_{18}^{18}P$ ${}_{19}^{19}N$

2.10 ¿Cuántos protones, electrones y neutrones hay en cada uno de los siguientes átomos?

- a)  ${}_{6}^{12}C$       b)  ${}_{20}^{40}Ca$       c)  ${}_{9}^{19}F$       d)  ${}_{47}^{108}Ag$

2.11 Los iones negativos se forman a partir de átomos neutros por:

a) Ganancia de neutrones.	c) Pérdida de protones.
b) Pérdida de carga nuclear.	d) Ganancia de electrones.

2.12 De la notación  ${}_{11}^{23}Na^+$  se infiere que la partícula tiene:

a) 11 electrones y 11 neutrones.	c) 11 protones y 12 neutrones.
b) 11 electrones y 22 neutrones.	d) 10 electrones y 11 protones.

2.13 La notación  ${}_{17}^{35}Cl^-$  indica que la partícula posee:

a) 17 electrones y 35 protones.	c) 17 protones y 16 electrones.
b) 17 protones y 18 electrones.	d) 17 protones y 35 neutrones.

2.14 Completa el siguiente cuadro:

Símbolo	Nº de protones	Nº de neutrones	Nº de masa
${}^{35}S$	16	19	35
Pb			208
${}_{74}^{-----}$		106	
${}_{50}^{120}-----$			
	20		
Cl			36

2.15 El número atómico de un elemento está dado por el número de:

a) Electrones planetarios.	c) Protones del núcleo.
b) Neutrones del núcleo.	d) Isótopos que tengan ese elemento.

2.16 La relación carga - masa (e/m) del electrón es:

a) Menor en los átomos más livianos.	c) Mayor en los átomos.
b) $1,76 \cdot 10^{11}$ C/kg.	d) 96500 C/kg.

2.17 Halla la masa molecular relativa de :

- a)  $P_4$                        $Mr = \Sigma(Ar \cdot n)$      $Mr = 31 \times 4 = 124$        $n = \text{atomicidad}$   
b)  $O_2$   
c)  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$   
d)  $H_2SO_4$   
e)  $Cr_2(SO_4)_3$   
f)  $FeSO_4 \cdot 7H_2O$   
g)  $CaCO_3$   
h)  $HClO_4$

2.18 Determina la masa molar (M) de las siguientes sustancias:

- a)  $Al_2(SO_4)_3$   
b)  $BeF_2$   
c)  $O_3$   
d)  $HNO_3$   
e)  $Fe_3O_4$   
f)  $K_2Cr_2O_7$   
g)  $KMnO_4$   
h)  $HClO$

2.19 El cobre, importante mineral de exportación en América Latina, tiene una masa molar de 63,546 g. ¿Cuántos átomos de cobre hay en 1,00 mg del metal?

2.20 La histamina ( $C_5H_7N_2$ ) $NH_2$  forma parte del veneno que inoculan las abejas al aguijonear.

- a) ¿Cuál es la masa molar de la histamina?  
b) ¿Cuántas moléculas hay en 0,10 g?

2.21 Al ponerse en contacto con la atmósfera, el fósforo blanco se inflama inmediatamente. En los laboratorios, a fin de evitar este inconveniente, se lo conserva sumergido en un derivado volátil del petróleo. La fórmula molecular es  $P_4$ . ¿Cuántos átomos hay en 0,2 moles de moléculas de fósforo?

2.22 ¿Cuántos átomos - gramo de mercurio hay en una botella que contiene 100 g de mercurio?

2.23 ¿Cuántas veces es más pesado un átomo de plata que un átomo de hierro?

2.24 ¿Cuántas moléculas hay en 0,75 moles de  $CO_2$ ?

2.25 ¿Qué cantidad de sustancia, expresada en moles, hay en cada una de éstas masas?  
a) 250 g de  $SO_2$       b) 250 g de  $Fe_2O_3$       c) 250 g de  $O_2$

2.26 En 8 g de hidróxido de sodio  $NaOH$  ¿Cuántos moles y cuántas moléculas hay?

- 2.27 Si tuviéramos un mol de dólares para distribuirlos entre toda la población mundial, ¿cuántos dólares le tocaría recibir a cada uno de los habitantes? La tierra tiene aproximadamente seis mil quinientos millones de habitantes.
- 2.28 La masa total de la Tierra es aproximadamente  $6 \cdot 10^{27}$  g, una piedra del tamaño de una pelota de tenis tiene una masa de un kilogramo. ¿Cuántos moles de piedras semejantes se necesitarán para alcanzar la masa total de la Tierra?
- 2.29 ¿Cuántos moles de átomos hay en, a) 9 gramos de aluminio y b) en 0,83 gramos de hierro?
- 2.30 Usando la constante de Avogadro, calcula la masa de un átomo de calcio.
- 2.31 ¿Cuántos iones hay de  $\text{Na}^+$  y  $\text{Cl}^-$  respectivamente en 12 g de  $\text{NaCl}$ ?
- 2.32 La balanza más sensible puede indicar variaciones de  $10^{-8}$  g aproximadamente. ¿Cuántos átomos de oro hay en una partícula de esa masa?
- 2.33 ¿Cuántos moles de átomos de oxígeno hay en un mol de moléculas de ácido nítrico y en un mol de moléculas de ácido sulfúrico?
- 2.34 Para diferentes usos industriales el dióxido de carbono se comercializa en cilindros de acero de 10 kg y 20 kg. ¿Cuántos moles de  $\text{CO}_2$  hay en el cilindro de 10 kg y en el de 20 kg?
- 2.35 La masa molar del cobre es 63,5 g/mol y su  $\rho = 8,92 \text{ g/cm}^3$ . Un alambre de cobre de los que se usan como conductor eléctrico tiene 0,10 mm de diámetro. Calcula:  
 a) La masa de  $1,204 \cdot 10^{19}$  átomos de cobre.  
 b) El volumen de dicha masa de cobre.  
 c) Cuántos metros de ese cable hay  $1,204 \cdot 10^{19}$  átomos de cobre.
- 2.36 Uno de los principales reparos que se pusieron en Nueva York al aterrizaje del avión anglo - francés Concord fue que en su despegue ozonizaba el aire; esto es, transformaba  $\text{O}_2$  en  $\text{O}_3$ .  
 a) ¿Cuántos moles de átomos de oxígeno hay en medio mol de moléculas de ozono?  
 b) ¿Cuántas moléculas de oxígeno son necesarias para producir un mol de moléculas de ozono?
- 2.37 El número de moles atómicos de cloro que hay en 146 g de ácido clorhídrico es aproximadamente:  
 a)  $6,022 \cdot 10^{23}$       b) 142      c) 71      d) 4
- 2.38 En CNPT 22,4 L de nitrógeno tienen la misma masa que 22,4 L de:  
 a) Amoníaco  
 b) Monóxido de carbono  
 c) Cloruro de hidrógeno  
 d) Cualquier gas

- 2.39 Si un litro de gas en CNPT tiene una masa de 1,25 g; la masa de un mol del mismo es:  
a) 5,60 g            b) 22,4 g            c) 28,0 g            d) 32,0 g
- 2.40 En CNPT 8 g de oxígeno gaseoso ocupa un volumen de:  
a) 22,4 L            b) 11,2 L            c) 5,6 L            d) 1 L
- 2.41 49 g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  contienen:  
a)  $3,011 \cdot 10^{23}$  átomos de hidrógeno.  
b)  $3,011 \cdot 10^{23}$  moléculas.  
c)  $6,022 \cdot 10^{23}$  átomos de azufre.  
d)  $6,022 \cdot 10^{23}$  átomos de oxígeno.
- 2.42 La cantidad  $6,022 \cdot 10^{23}$  moléculas:  
a) Corresponde a un mol sólo en condiciones normales.  
b) Corresponde a un mol sólo de sustancias gaseosas.  
c) Siempre posee el mismo número de átomos.  
d) No tiene ninguna de las características anteriores.

### Problemas propuestos

- 2.43 ¿Cuál es masa de dos átomos de azufre?.
- 2.44 Se tienen 0,75 moles de  $\text{P}_4$ .  
a) ¿Cuántas moléculas de  $\text{P}_4$  hay?  
b) ¿Cuántos átomos de fósforo hay?.
- 2.45 Calcula el número de moléculas que hay en 40 g de agua.
- 2.46 ¿Cuántos átomos de platino ( $\rho = 21,4 \text{ g/cm}^3$ ) hay en un trozo de alambre de ese elemento (supuesto cilíndrico), de 10 mm de longitud y 1,0 mm de diámetro?.
- 2.47 ¿Qué cantidad de sustancia, expresada en moles, hay en: a) 4,631 g de  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  y b) 0,256 g de  $\text{O}_2$ ?.
- 2.48 ¿Cuál es la masa del siguiente sistema: 0,150 moles atómicos de Hg, 0,150 g de Hg y  $4,53 \cdot 10^{22}$  átomos de Hg?.
- 2.49 En un recipiente hay 50 moles de agua. Calcula:  
a) La masa de agua.  
b) El número de moles atómicos de hidrógeno.  
c) El número de moles atómicos de oxígeno.  
d) El número total de átomos.
- 2.50 ¿Cuál de las siguientes muestras contiene mayor cantidad de átomos?.  
a) 2,0 g de Au    b) 2,0 g de  $\text{H}_2\text{O}$     c) 2,0 g de He    d) 2,0 g de  $\text{C}_8\text{H}_{18}$

- 2.51 Por cada 100 moléculas de aire seco hay, aproximadamente, 78 moléculas de  $N_2$ , 20 moléculas de  $O_2$ , 1 molécula de He y 1 molécula de Ar. ¿Cuál es la masa molecular relativa del aire?
- 2.52 ¿Cuál es el número de moléculas que hay en  $1\text{ cm}^3$  de gas ideal en CNPT?
- 2.53 Expresar en moles la cantidad de sustancia que hay en 100 g de hidrógeno:  
a) 22,4      b) 25,0      c) 50,0      d)  $3,011 \cdot 10^{23}$
- 2.54 El número aproximado de moléculas de oxígeno que hay en 16g de dicho gas es:  
a)  $6,022 \cdot 10^{23}$       b)  $12,044 \cdot 10^{23}$       c)  $3,011 \cdot 10^{23}$       d) 1
- 2.55 El diámetro de un átomo neutro de helio es alrededor de  $10^2$  pm. Si se pudieran alinear los átomos de helio de forma que tuvieran contacto unos con otros. ¿Aproximadamente cuántos átomos se necesitarían para cubrir una distancia de 1 cm?
- 2.56 En términos generales, el radio de un átomo es aproximadamente 10000 veces mayor que su núcleo. Si un átomo pudiera amplificarse de manera que el radio de su núcleo midiera 2 cm, casi del tamaño de una canica, ¿cuál sería el radio del átomo en millas? (1mi = 1609 m)
- 2.57 Con el isótopo de helio-4 defina número atómico y número de masa. ¿Porqué el conocimiento del número atómico permite deducir el número de electrones presentes en un átomo?
- 2.58 ¿Qué son alótropos? Da un ejemplo. ¿Cuál es la diferencia entre alótropos e isótopos





con estado de oxidación positivo o negativo, a excepción de los más electronegativos, como el flúor y el oxígeno, que siempre lo hacen con estado de oxidación negativo.

**Fórmula química:** cada compuesto puede ser descrito a través de su fórmula química y de la distribución de los átomos en el espacio. La fórmula química da la información acerca del tipo y número de átomos de cada tipo que constituyen un compuesto. Así, una molécula de amoníaco que tiene una fórmula  $\text{NH}_3$ , está formada por 3 átomos de hidrógeno y 1 átomo de Nitrógeno.

**Ecuación química:** se escriben en principio colocando las fórmulas de las sustancias reaccionantes separadas de los productos por una flecha que simboliza la transformación. Una ecuación significa igualdad, por lo tanto la cantidad de átomos de cada elemento interviniente en las especies debe ser igual a ambos lados de la flecha.

Por ejemplo:



La ecuación química tiene información cuantitativa, en el ejemplo anterior, un mol de nitrógeno reacciona con tres mol de hidrógeno y produce 2 mol de amoníaco.

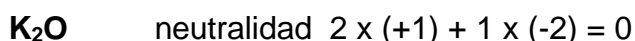
**Compuestos binarios:** los compuestos binarios sólo contienen dos elementos distintos. Uno de los elementos actuará con número de oxidación negativo (el que sea más electronegativo de los dos) y el otro lo hará con número de oxidación positivo, combinados en la relación numérica, de tal manera que el compuesto sea neutro. Esto se logra colocando como subíndice de cada símbolo el número de oxidación del otro elemento, escribiendo en primer lugar el elemento menos electronegativo. Puede ocurrir que los números de oxidación sean iguales, pero de signos contrarios, la neutralización de las cargas se consigue con solo escribir el símbolo de cada elemento, sin importar que estos números sean superiores a uno, como consecuencia a cada símbolo le corresponde el subíndice 1, pero se omite de ponerlo.

Los ejemplos que siguen a continuación muestran como escribir las fórmulas de los compuestos que forman los siguientes pares de elementos, cada uno actuando con el número de oxidación que se indica en el paréntesis.

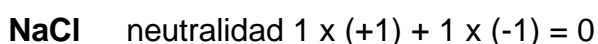
a- Plomo (+4) con Oxígeno (-2)



b- Potasio (+1) con Oxígeno (-2)



c- Sodio (+1) con Cloro (-1)



d- Azufre (+6) con Oxígeno (-2)



## Nomenclatura de compuestos binarios

**Generalidades:** en la fórmula se escribe el elemento menos electronegativo primero, pero para nombrarlo se empieza con el elemento más electronegativo.

Los compuestos binarios que se forman por combinación de un elemento con oxígeno se los nombra directamente con la palabra **óxido**, los compuestos en los que no interviene el oxígeno, al elemento más electronegativo se le agrega la terminación **uro**. Luego se nombra el otro elemento colocando la preposición **de** entre ambos.

Por ejemplo:

- a-  $K_2O$  Óxido de potasio
- b-  $NaCl$  Cloruro de sodio
- c-  $CaO$  Óxido de calcio
- d-  $NaH$  Hidruro de sodio
- e-  $HCl$  Cloruro de hidrógeno

Estos ejemplos son sencillos porque los elementos presentan número de oxidación único. Cuando presentan más de un estado de oxidación, existen tres sistemas de nomenclatura.

**Sistema por atomicidad:** es el sistema de nomenclatura más sencillo (no requiere tener presente los números de oxidación), se indica directamente el número de átomos de cada elemento que posee el compuesto, es decir el subíndice que afecta a cada símbolo, mediante prefijos griegos de significado numérico:

Prefijo	Número	Prefijo	Número
Mono-	1	Hexa-	6
Di-	2	Hepta-	7
Tri-	3	Octa-	8
Tetra-	4	Nona-	9
Penta-	5	Deca-	10

Por ejemplo:

- a-  $Al_2O_3$  Trióxido de dialuminio
- b-  $SO_3$  Trióxido de azufre
- c-  $CO$  Monóxido de carbono
- d-  $AlCl_3$  Tricloruro de aluminio

El prefijo mono no se indica cuando el subíndice 1 le corresponde al elemento menos electronegativo.

**Sistema por numeral de stock:** en este sistema, se indica el número de oxidación del elemento menos electronegativo, colocado entre paréntesis a continuación del nombre y en número romano.

Por ejemplo:

- a-  $FeS$  Sulfuro de hierro (II) (se lee sulfuro de hierro dos)
- b-  $Fe_2S_3$  Sulfuro de hierro (III)
- c-  $SO_2$  Óxido de azufre (IV)
- d-  $SO_3$  Óxido de azufre (VI)
- e-  $Cl_2O$  Óxido de cloro (I)

**Sistema clásico:** se trata del sistema tradicional que agrega la terminación oso o ico al elemento con estado de oxidación positivo, según actúe en el compuesto con el menor o mayor número de oxidación, respectivamente.

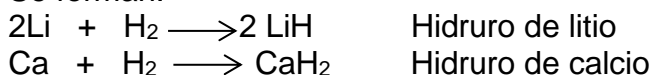
Por ejemplo:

- |                                   |                 |
|-----------------------------------|-----------------|
| a- FeS                            | Sulfuro ferroso |
| b- Fe <sub>2</sub> S <sub>3</sub> | Sulfuro férrico |
| c- CuCl <sub>2</sub>              | Cloruro cúprico |
| d- As <sub>2</sub> O <sub>3</sub> | Óxido arsenioso |

En los compuestos binarios hemos visto algunos hidruros metálicos y hidruros no metálicos, ahora veremos algunas propiedades.

### Hidruros metálicos

Se forman:



Son compuestos sólidos iónicos, formados por metales alcalinos y alcalinos-térreos, básicos, inestables en la atmósfera y en la humedad, reaccionan violentamente con agua con desprendimiento de hidrógeno.

### Hidruros no metálicos

Se forman:



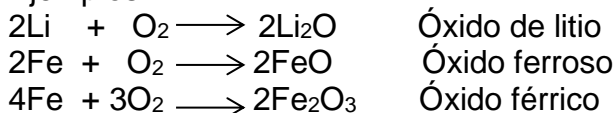
Son en general compuestos líquidos volátiles o gaseosos en condiciones estándar (25 °C y 1 atm),. Los hidruros de los grupos 6A y 7A son ácidos cuando se disuelven en agua y reciben el nombre de hidrácidos. El amoníaco, NH<sub>3</sub>, es un hidruro no metálico básico, los demás hidruros no metálicos no tienen propiedades ácido – base muy marcadas. Por ejemplo: CH<sub>4</sub>, SiH<sub>4</sub>, PH<sub>3</sub>.

Los hidrácidos, suelen nombrarse como ácidos, agregando la terminación “hídrico” al nombre del elemento más electronegativo, para los ejemplo indicados anteriormente, será ácido clorhídrico y ácido sulfhídrico respectivamente.

### Óxidos básicos

Cuando el oxígeno reacciona con los metales, forma **óxidos básicos**, por lo general son sólidos iónicos, hay algunas excepciones, por ejemplo los metales nobles, (Au, Pt, Pd) no reaccionan, pero las limaduras de hierro se queman produciendo mucha luz y dan lugar al óxido de hierro (III).

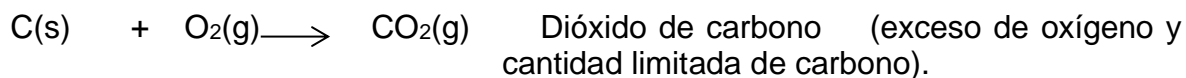
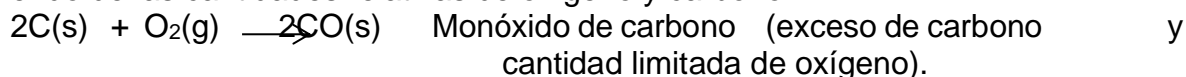
Ejemplos:



Los metales como el hierro que tienen números de oxidación variables, reacciona con cantidades limitadas de oxígeno forma los óxidos de menor número de oxidación (FeO) y al reaccionar con exceso de oxígeno forma óxidos de mayor número de oxidación (Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>).

## Óxidos ácidos

Cuando el oxígeno reacciona con no metales, forma **óxidos ácidos** covalentes. Por ejemplo, el carbono se quema para formar monóxido de carbono y dióxido de carbono, dependiendo de las cantidades relativas de oxígeno y carbono.



## Hidróxidos o bases

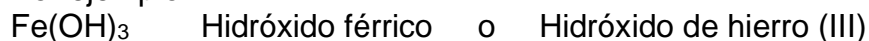
Los óxidos metálicos solubles en agua para producir **bases o hidróxidos** sin cambiar el número de oxidación del metal. Son compuestos cuya porción negativa está constituida por el ion  $\text{OH}^-$  (oxidrilo o hidroxilo), el cual se combina con el catión metálico

Por ejemplo:



Para nombrarlos es necesario tener en cuenta el número de oxidación del metal, se lo puede indicar por el sistema clásico o por numeral de stock.

Por ejemplo:



Por lo general no se acostumbra a nombrar por atomicidad (utilizando los prefijos griegos) a este tipo de compuestos.

## Ácidos ternarios

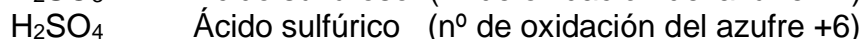
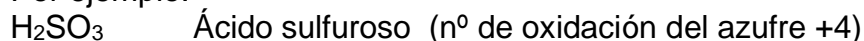
Los óxidos no metálicos u óxidos ácidos se disuelven en agua para formar **ácidos ternarios** (oxácidos) sin cambios en el número de oxidación del no metal.

Con excepción de los óxidos de boro y de silicio que son insolubles, casi todos los óxidos de no metales se disuelven en agua para dar soluciones de **ácidos ternarios**. También forman oxácidos algunos óxidos de metales de transición.

La nomenclatura que usaremos para nombrar a los oxácidos será la tradicional y la numeral de stock, si bien le daremos prioridad a la primera nomenclatura ya que permanece muy arraigada entre nosotros.

En el sistema tradicional, a la palabra ácido le sigue el nombre del elemento central, al que se agrega un sufijo para que termine en **oso** o en **ico**, según actúe con su estado de oxidación menor o mayor.

Por ejemplo:



Cuando hay elementos con más de dos estados de oxidación positivos, características de muy pocos elementos, típico en los halógenos, que poseen estados de oxidación: +1; +3; +5; +7 (con excepción del fluor que su número de oxidación es -1), para

nombrarlos se aplica el método de los sufijo **oso** e **ico** para los n° de oxidación intermedios, para los extremos, se agrega los prefijos **hipo** y **per**.

Por ejemplo:

HClO      Ácido **hipocloroso**      (n° de oxidación +1)

HClO<sub>2</sub>      Ácido **cloroso**      (n° de oxidación +3)

HClO<sub>3</sub>      Ácido **clórico**      (n° de oxidación +5)

HClO<sub>4</sub>      Ácido **perclórico**      (n° de oxidación +7)

Ácidos semejantes forma el bromo y el yodo, aunque no se conoce el ácido yodoso.

Para determinar el estado de oxidación con que actúa el elemento central en un ácido ternario, dada su fórmula, se lo puede obtener recordando que, en una molécula neutra, la suma de los números de oxidación de todos los átomos debe ser cero, que el oxígeno tiene estado de oxidación -2 y el hidrógeno +1.

Por ejemplo:

Para saber el estado de oxidación del azufre en el H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> se procede:

$$2. \overset{+1}{\text{H}_2} + \overset{\mathbf{x}}{\text{S}} + 4. \overset{-2}{\text{O}_4} = 0 \quad ; \quad \mathbf{x} = 8 - 2 = \boxed{+6} \quad \text{n}^\circ \text{ de oxidación de azufre.}$$

## Sales

Cuando es reemplazado el hidrógeno del ácido ternario u oxácido por un metal o un ión amonio se forma una **sal de ácido ternario** u **oxosal**

Antes de continuar con la formación de las sales y su nomenclatura es conveniente introducirnos en el conocimiento de **aniones** y **cationes**:

Los **aniones** son átomos o grupos de átomos que han ganado uno o más electrones, se pueden generar como consecuencia de la separación de uno o más cationes hidrógenos de las moléculas de ácidos. El nombre de un anión en la nomenclatura clásica deriva del ácido correspondiente, modificándole su terminación. Así el sufijo **oso** se reemplaza por **ito** y el sufijo **ico** cambia por **ato**. En el sistema por numeral de stock siempre se nombrará a los aniones con el sufijo **ato**.

Por ejemplo:

$$\text{HNO}_3 \longrightarrow \text{NO}_3^- + \text{H}^+$$
 Ácido nítrico      anión **nitrato**      catión hidrógeno

$$\text{H}_2\text{SO}_3 \longrightarrow \text{SO}_3^{2-} + 2\text{H}^+$$
 Ácido sulfuroso      anión **sulfito**      catión hidrógeno

En los dos ejemplos anteriores hemos visto aniones poliatómicos, pero podemos tener aniones monoatómicos, derivados de ácidos binarios (hidrácidos). Para nombrarlos, el sufijo **hídrico** del ácido cambia por **uro** en el anión.

Por ejemplo:

$$\text{HCl} \longrightarrow \text{Cl}^- + \text{H}^+$$
 Ácido clor**hídrico**      anión clor**uro**      catión hidrógeno

Los aniones pueden ser monoatómicos o poliatómicos, a continuación se dan fórmulas, cargas iónicas y nombres de algunos aniones.

Fórmula	Carga	Nombre
F <sup>-</sup>	1-	Anión fluoruro
Cl <sup>-</sup>	1-	Anión cloruro
Br <sup>-</sup>	1-	Anión bromuro
I <sup>-</sup>	1-	Anión yoduro
OH <sup>-</sup>	1-	Anión hidróxido
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	1-	Anión nitrato
S <sup>2-</sup>	2-	Anión sulfuro
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	2-	Anión sulfito
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	2-	Anión sulfato
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	2-	Anión carbonato

Los cationes pueden ser monoatómicos y poliatómicos, a continuación se dan las fórmulas, cargas iónicas y nombres de algunos cationes.

Fórmula	Carga	Nombre
Na <sup>+</sup>	1+	Catión sodio
K <sup>+</sup>	1+	Catión potasio
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	1+	Catión amonio
Ag <sup>+</sup>	1+	Catión plata
Mg <sup>2+</sup>	2+	Catión magnesio
Ca <sup>2+</sup>	2+	Catión calcio
Zn <sup>2+</sup>	2+	Catión Zinc
Cu <sup>2+</sup>	2+	Catión cobre (II) o catión cúprico
Fe <sup>2+</sup>	2+	Catión hierro (II) o catión ferroso
Fe <sup>3+</sup>	3+	Catión hierro (III) o catión férrico

Aprendido a reconocer los iones, es muy sencilla la formación y la nomenclatura de las sales.

En el sistema tradicional o clásico se trata de nombrar primero el anión y luego el catión, interponiendo la preposición **de** en el caso que el catión tenga un solo estado de oxidación y si tiene dos estados de oxidación se agrega el sufijo **oso** e **ico** al nombre del elemento.

Su formulación surge de considerar la compensación de las cargas de modo que resulte una especie neutra. Si las cargas de ambos iones son iguales, no son necesarios los subíndices, la relación entre ellos es 1:1. Si las cargas son distintas, se coloca los subíndices en forma cruzada. En los iones poliatómicos, el subíndice se coloca fuera de un paréntesis que encierra la fórmula del ión.

Por ejemplo:

Anión	Catión	Sal	Nomenclatura clásica
$\text{ClO}_4^-$	$\text{Mg}^{2+}$	$\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$	Perclorato de magnesio
$\text{SO}_3^{2-}$	$\text{Cr}^{3+}$	$\text{Cr}_2(\text{SO}_3)_3$	Sulfito crómico
$\text{PO}_4^{3-}$	$\text{NH}_4^+$	$(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$	Fosfato de amonio
$\text{SO}_4^{2-}$	$\text{Cu}^{2+}$	$\text{CuSO}_4$	Sulfato cúprico
$\text{CO}_3^{2-}$	$\text{Ca}^{2+}$	$\text{CaCO}_3$	Carbonato de calcio
$\text{NO}_2^-$	$\text{Fe}^{3+}$	$\text{Fe}(\text{NO}_2)_3$	Nitrito férrico
$\text{PO}_3^-$	$\text{Na}^{1+}$	$\text{NaPO}_3$	Metafosfato de sodio
$\text{Cl}^-$	$\text{Na}^{1+}$	$\text{NaCl}$	Cloruro de sodio
$\text{I}^-$	$\text{K}^{1+}$	$\text{KI}$	Yoduro de potasio

### Sales neutras, ácidas y básicas

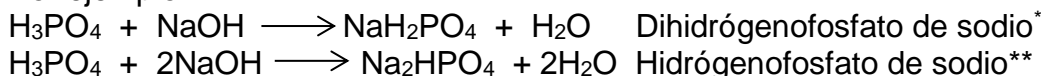
La formación de **sales normales o neutras** es una reacción ácido - base con cantidades estequiométricas de ácido y base, no contienen en sus moléculas,  $\text{H}^+$  ni  $\text{OH}^-$

Por ejemplo:



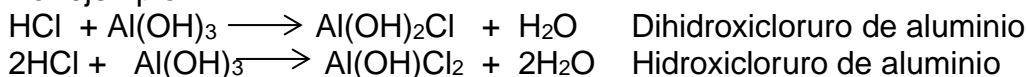
Cuando reaccionan cantidades menores a las proporciones estequiométricas de bases con ácidos polipróticos las sales resultantes se conocen como **sales ácidas** porque aun son capaces de neutralizar bases.

Por ejemplo:



Las bases polihidroxiladas (bases que contienen más de un  $\text{OH}^-$ ) reaccionan con cantidades de ácidos menores a las estequiométricas, para formar **sales básicas**.

Por ejemplo:



(\*)Fosfato diácido de sodio

(\*\*)Fosfato monoácido de sodio

### Ejercitación:

3.1 Establece el número de oxidación de los elementos de los siguientes compuestos binarios:

Compuesto	Nº oxidación	Nº oxidación	Compuesto	Nº oxidación	Nº oxidación
$\text{N}_2\text{O}_5$	N:	O:	$\text{BaH}_2$	Ba:	H:
$\text{Al}_2\text{O}_3$	Al:	O:	$\text{HCl}$	H:	Cl:
$\text{NaH}$	Na:	H:	$\text{H}_2\text{S}$	H:	S:
$\text{Li}_2\text{O}$	Li:	O:	$\text{SO}_3$	S:	O:



3.2 Clasifica los compuestos del ejercicio anterior en, óxidos ácidos, óxidos básicos, hidruros metálicos e hidruros no metálicos

3.3 Nombra los siguientes compuestos binarios según los tres sistemas de nomenclatura:

- a-  $\text{As}_2\text{O}_3$
- b-  $\text{CuO}$
- c-  $\text{SnF}_4$
- d-  $\text{CO}_2$
- e-  $\text{CaO}$
- f-  $\text{Fe}_2\text{O}_3$

3.4 Completa y ajusta las siguientes ecuaciones:

- a-  $\text{Fe} + \dots \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$
- b-  $\text{Pb}^{\text{IV}} + \text{O}_2 \rightarrow \dots$
- c-  $\dots + \text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_3$
- d-  $\text{Ba} + \text{H}_2 \rightarrow \dots$
- e-  $\text{S}^{\text{VI}} + \text{O}_2 \rightarrow \dots$
- f-  $\text{F}_2 + \dots \rightarrow \text{HF}$

3.5 Escribe y ajusta las ecuaciones de formación de los siguientes óxidos:

- a- óxido de sodio
- b- óxido ferroso
- c- dióxido de azufre
- d- monóxido de carbono
- e- óxido de magnesio

3.6 Dadas las siguientes reacciones, indica los nombres de los compuestos formados. Escribe las correspondientes ecuaciones y ajústalas:

- a- Óxido de magnesio + Agua  $\rightarrow \dots$
- b- Trióxido de dinitrógeno + Agua  $\rightarrow \dots$
- c- Dióxido de azufre + Agua  $\rightarrow \dots$
- d- Óxido de calcio + Agua  $\rightarrow \dots$

3.7 Escribe y ajusta las ecuaciones de formación de los siguientes hidróxidos:

- a- Hidróxido de sodio
- b- Hidróxido de litio
- c- Hidróxido de amonio

3.8 Determina los estados de oxidación del elemento central de los siguientes ácidos:

- a-  $\text{H}_2\text{MnO}_4$
- b-  $\text{HIO}_4$
- c-  $\text{HNO}_3$
- d-  $\text{HClO}$
- e-  $\text{H}_2\text{SO}_4$
- f-  $\text{H}_2\text{SiO}_3$

3.9 El fósforo forma muchos oxácidos. Indica el número de oxidación de este elemento en cada uno de los siguientes ácidos:

- a-  $\text{HPO}_3$

- b-  $\text{HPO}_2$
- c-  $\text{H}_3\text{PO}_3$
- d-  $\text{H}_3\text{PO}_4$
- e-  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$

3.10 Completa y ajusta las siguientes reacciones:

- a-  $\text{P}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \dots\dots\dots$
- b-  $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \dots\dots\dots$
- c-  $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \dots\dots\dots$
- d-  $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \dots\dots\dots$

3.11 Indica el número de oxidación del no metal de las siguientes sales e indica si son oxosales o sales de hidrácido:

- a-  $\text{FeSO}_4$
- b-  $\text{KMnO}_4$
- c-  $\text{KCl}$
- d-  $\text{Fe}_2\text{S}_3$
- e-  $\text{SnCl}_4$
- f-  $\text{AgNO}_3$

3.12 En las siguientes reacciones, indica los nombres de las sales formadas. Escribe las correspondientes ecuaciones ajustadas.

- a- Ácido nitroso + Hidróxido de cinc
- b- Ácido clorhídrico + Hidróxido de amonio
- c- Ácido carbónico + Hidróxido de sodio
- d- Ácido sulfuroso + Hidróxido de potasio
- e- Ácido ortofosfórico + Hidróxido de potasio
- f- Ácido sulfhídrico + Hidróxido plumboso
- g- Ácido clórico + Hidróxido férrico

3.13 De las sales obtenidas en el ejercicio anterior, escribe los cationes y aniones

Sal	Catión	Anión

3.14 Escribe el nombre de los siguientes compuestos y señala a qué clase pertenecen:

- a-  $\text{BeH}_2$
- b-  $\text{Be}(\text{OH})_2$
- c-  $\text{H}_2\text{S}$
- d-  $\text{BaO}$
- e-  $\text{SnCl}_2$
- f-  $\text{NiSO}_4$
- g-  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$
- h-  $\text{H}_2\text{CO}_3$
- i-  $\text{FeO}$
- j-  $\text{KI}$

3.15 Completa el siguiente cuadro:

	O <sup>2-</sup>	OH <sup>-</sup>	Br <sup>-</sup>	S <sup>2-</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
K <sup>+</sup>							
Ba <sup>2+</sup>							
Al <sup>3+</sup>							
Pb <sup>4+</sup>							
H <sup>+</sup>							
Fe <sup>2+</sup>							
Fe <sup>3+</sup>							

3.16 Da un ejemplo de:

- a- Una sal común
- b- Una sal ácida
- c- Una sal básica
- d- Un ácido monoprótico
- e- Un ácido diprótico
- f- Una base formada con un elemento del grupo II

3.17 Escribe las ecuaciones correspondientes a las reacciones siguientes indicando en cada caso el nombre y el tipo de compuesto formado:

- a- Ácido yodhídrico + Hidróxido de bario
- b- Cloro + Oxígeno
- c- Cinc + Oxígeno
- d- Aluminio + Oxígeno
- e- Trióxido de azufre + Agua
- f- Óxido férrico + Agua

3.18 Nombra los siguientes compuestos:

- a- Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub>
- b- KHSO<sub>4</sub>
- c- Al(ClO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>
- d- CuCl
- e- H<sub>3</sub>AsO<sub>3</sub>
- f- H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>

3.19 Escribe las fórmulas de los siguientes compuestos:

- a- Nitrito de rubidio
- b- Sulfuro de potasio
- c- Sulfuro ácido de sodio
- d- Fosfato de magnesio
- e- Fosfato ácido de calcio
- f- Sulfato de amonio
- g- Perclorato de plata
- h- Clorito de estroncio
- i- Carbonato plumboso
- j- Yoduro mercurioso
- k- Fluoruro de sodio
- l- Óxido de mercurio (II)

3.20 Escribe la ecuación de formación de las siguientes sales

- a- Sulfato cúprico
- b- Fosfato de sodio
- c- Cloruro de potasio
- d- Nitrato plumboso
- e- Nitrato de plata
- f- Carbonato de sodio
- g- Arseniato de potasio
- h- Sulfuro ferroso

3.21 El agua es una bebida imprescindible para el correcto funcionamiento de nuestro organismo. Está descrito que un adulto sedentario debe tomar al menos dos litros de



agua cada día, y en verano y cuando se practica ejercicio, debe beber más agua y sin esperar a que la sed la reclame. También ha de saberse que las dietas ricas en grasas y proteínas requieren más líquido para eliminar los restos metabólicos y quienes padecen cálculos de riñón, arenillas o infecciones urinarias deben beber más líquido del que se recomienda a una persona que no sufre estos problemas de salud. Además tiene otras características como su capacidad de refrescar y la de calmar la sed.

Pero el agua que contenga 20 o más mg/L de catión sodio está contraindicada para las personas hipertensas.

Estas dos etiquetas de agua mineral indican las siguientes composiciones químicas:

#### Etiqueta A

Anión bicarbonatos	469,0 mg/L
Catión calcio	18,4 mg/L
Catión magnesio	11,7 mg/L
Catión potasio	10,0 mg/L
Catión sodio	172,0 mg/L
Anión fluoruro	0,7 mg/L
Anión nitrato	0 mg/L
Anión nitrito	0 mg/L
Anión sulfato	20,0 mg/L
Anión cloruro	39,0 mg/L

#### Etiqueta B

Anión bicarbonatos	79,0 mg/L
Catión calcio	30,0 mg/L
Catión magnesio	3,0 mg/L
Catión potasio	3,9 mg/L
Catión sodio	10,4 mg/L
Anión fluoruro	0,7 mg/L
Anión nitrato	No contiene
Anión nitrito	No contiene
Anión sulfato	44,2 mg/L
Anión cloruro	5,3 mg/L

- a) ¿Cuáles son las posibles sales que ingiere una persona al beber agua mineral? Escribe la nomenclatura y sus fórmulas químicas
- b) Si tienes un familiar que es hipertenso ¿cuál de las dos aguas no le recomendarías? ¿Cuántos g de catión sodio incorporaría un adulto sedentario si consume la cantidad recomendada del agua de la etiqueta A?
- c) ¿En qué volumen de agua de la marca A hay 6 mg de cationes sodio?
- d) ¿En que volumen de la marca A hay igual cantidad de moles de aniones sulfato que en 100 mL de la marca B?
- e) ¿Cuál será el número de cationes magnesio que son ingeridos por un atleta de carreras de aventura que ha consumido 0,9 L/h de agua de la etiqueta A? El equipo completó el recorrido en 5 h 47 m

## TEMA 4

*Introducción a la estequiometría. Concentración de reactivos. Reactivo limitante y reactivo en exceso. Rendimiento de una reacción.*

### Estequiometría

Es el estudio de las relaciones cuantitativas entre las masas, los volúmenes y el número de moles de moléculas de las sustancias reaccionantes y de los productos de la reacción. Debemos tener en cuenta los conceptos de mol, constante Avogadro, masa molar y volumen molar, ya vistos en el tema 2 y ecuación química visto en el tema 3.

Las ecuaciones químicas describen las proporciones molares de reactivos y productos.

Para efectuar los cálculos estequiométricos se necesitan los conocimientos de leyes y principios de la química.

Para resolver los problemas estequiométricos se recomienda seguir los siguientes pasos:

- 1) Leer detenidamente el problema y expresar la ecuación química equilibrada.
- 2) Calcular las masas molares de cada sustancia.
- 3) Comprobar si se cumple la ley de conservación de la masa
- 4) Deducir cuáles son los datos y cuáles las incógnitas.
- 5) Relacionar datos e incógnitas.
- 6) Considerar si se trata de sustancias o soluciones y tener en cuenta las concentraciones.
- 7) Comprobar si existe un reactivo limitante, como así también tener en cuenta el rendimiento de la reacción.

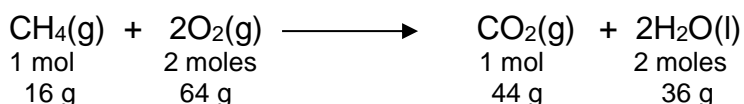
Por ejemplo:

¿Qué masa de oxígeno se requiere para que reaccionen completamente 48 g de metano?

Resolución

Se plantea la ecuación balanceada, se calculan las masas molares de reactivos y productos y con ellas teniendo en cuenta el n<sup>o</sup> de moles se observa si se cumple la ley de conservación de masa.

*Plantear de ecuación química y calcular las masas molares de cada sustancia*



*Comprobar si se cumple la ley de conservación de la masa*

$$\Sigma m_r = \Sigma m_p \quad ; \quad 16 \text{ g} + 64 \text{ g} = 44 \text{ g} + 36 \text{ g}$$

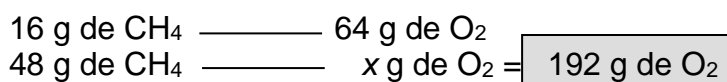
*Extraer Datos:*

La masa de metano que reacciona con 64 g de oxígeno

*Extraer Incógnita:*

La masa de oxígeno que reacciona con 48 g de metano

*Establecer relaciones:*



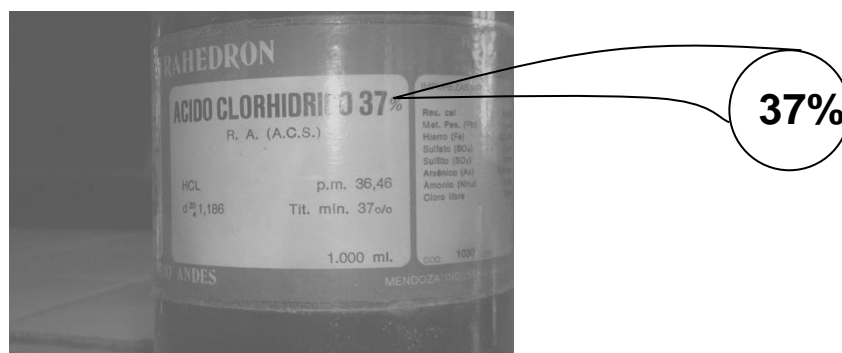
### Pureza de las muestras y reactivos en solución acuosa

La mayor parte de las sustancias que se emplean en el laboratorio no tienen pureza del 100%. Cuando se emplean en trabajos precisos, muestras que son mezclas de sustancias se deben tomar en cuenta los componentes de esas muestras.

La concentración de la mezcla se puede expresar:

- Porcentaje en masa de soluto, que indica la masa de soluto por 100 unidades de masa de solución. (el gramo es la unidad de masa más empleada)
- Porcentaje en volumen de soluto, que indica el volumen de soluto por 100 unidades de volumen de solución. (el  $\text{cm}^3$  es la unidad de volumen, aunque también se usa el mL).
- También puede indicarse la concentración, como masa de soluto por 100 unidades de volumen de solución.

Es muy común trabajar en el laboratorio con una solución de ácido clorhídrico al 37% (m/m), como muestra la siguiente etiqueta de un frasco que contiene dicho ácido.



La concentración que figura en la etiqueta la expresamos como:

### **37 g de HCl<sub>(p)</sub> en 100 g de solución acuosa.**

Por ejemplo:

Calcule la masa de sulfato de níquel (II) puro, que contienen 400 g de solución de NiSO<sub>4</sub> al 6% (m/m).

Resolución:

$$\begin{array}{l} 100 \text{ g de solución de NiSO}_4 \text{ ————— } 6 \text{ g de NiSO}_4 \text{ puro} \\ 400 \text{ g de solución de NiSO}_4 \text{ ————— } x \text{ g de NiSO}_4 \text{ puro} = \boxed{24 \text{ g de NiSO}_4 \text{ puro}} \end{array}$$

### **Reactivo limitante**

Cuando se lleva a cabo en el laboratorio una reacción química, si las masas de los reactivos son las que corresponden a los números de moles expresados por los coeficientes estequiométricos, se dice que los reactivos están en **relación estequiométrica**.

Sin embargo, puede suceder que la relación de moles, entre los reactivos no sea estequiométrica. Si la reacción ocurre completamente, en el estado final habrá productos y parte de los reactivos en exceso que no llegaron a combinarse, entonces hay un reactivo que está en defecto y se llama **reactivo limitante**, porque es el que fija el límite de la cantidad de producto a obtener.

Analogía:

Para armar una bicicleta se requiere 1 cuadro, 1 manubrio, 2 ruedas, dos pedales y 1 cadena, que lo podemos expresar mediante la ecuación:

$$1 \text{ cuadro} + 1 \text{ manubrio} + 2 \text{ ruedas} + 2 \text{ pedales} + 1 \text{ cadena} = \mathbf{1 \text{ bicicleta}}$$

Si tenemos:

$$5 \text{ cuadros} + 5 \text{ manubrios} + 6 \text{ ruedas} + 6 \text{ pedales} + 5 \text{ cadenas} = \mathbf{3 \text{ bicicletas}}$$

**Reactivos en exceso:** 2 cuadros, 2 manubrios y 2 cadenas

**Reactivos limitantes:** las ruedas y los pedales

Aunque en un principio se tienen más pedales y ruedas que cuadros, cadenas y manubrios.

Resuelve:

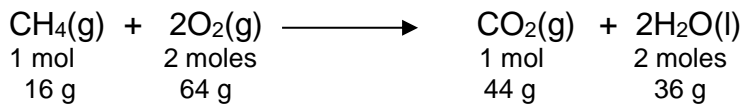
Si reaccionan 192 g de oxígeno con 50 g de metano, ¿cuál será la masa de dióxido de carbono que se obtiene?

Al tener cantidades de los dos reactivos, es posible que uno de los reactivos fije el límite de la cantidad de dióxido de carbono (producto) que se obtiene.

Para resolver el problema se tendrá que establecer relaciones entre los dos reactivos y observar cuál de los dos se termina primero. El otro reactivo queda en el sistema, mezclado con los productos.



Plantear la ecuación química y calcular las masas molares de cada sustancia



Comprobar si se cumple la ley de conservación de la masa

$$\Sigma m_r = \Sigma m_p \quad ; \quad 16 \text{ g} + 64 \text{ g} = 44 \text{ g} + 36 \text{ g}$$

Extraer Datos:

La masa de metano 50 g  
La masa de oxígeno 192 g de oxígeno

Extraer Incógnitas:

La masa de dióxido de carbono que se obtiene.

Establecer relaciones:

$$\begin{array}{l} 16 \text{ g de CH}_4 \text{ ————— } 64 \text{ g de O}_2 \\ 50 \text{ g de CH}_4 \text{ ————— } x \text{ g de O}_2 = \boxed{200 \text{ g de O}_2} \end{array}$$

Para que reaccionen los 50 g de metano hace falta 200 g de oxígeno, y solo se dispone de 192 g de oxígeno. La cantidad de oxígeno es insuficiente (reactivo limitante), la reacción deja de transcurrir cuando el oxígeno se termina. Por lo tanto la cantidad de dióxido de carbono que se formará, está en relación con el reactivo limitante, es decir con el oxígeno, o con la cantidad de metano que reacciona totalmente con el oxígeno.

$$\begin{array}{l} 64 \text{ g de O}_2 \text{ ————— } 44 \text{ g de CO}_2 \\ 192 \text{ g de O}_2 \text{ ————— } x \text{ g de CO}_2 = \boxed{132 \text{ g de CO}_2} \end{array}$$

Si resolvemos con la cantidad de metano que reacciona con 192 g de oxígeno debería dar el mismo resultado.

### Rendimiento de un proceso

Hemos considerado en forma ideal que todo reactivo limitante que participa en un proceso se transforma en un determinado producto, es decir que la reacción es completa. Pero esto no siempre es así, en la práctica es difícil de obtener el 100% de rendimiento de un proceso.

En general puede ocurrir:

- Algunas reacciones químicas no terminan. Los reactivos no se transforman completamente en producto.
- De una reacción química se obtiene un producto principal, y también se forman productos secundarios (no deseados), a veces en pequeñas proporciones y a veces en proporciones considerables.
- La separación del producto deseado de la mezcla de reacción es un proceso difícil y a veces no logra aislarse con éxito.

El concepto de **rendimiento porcentual** nos indica la relación que existe entre el rendimiento real del producto y el rendimiento teórico del producto y se emplea conocer cuánto producto deseado se obtiene.

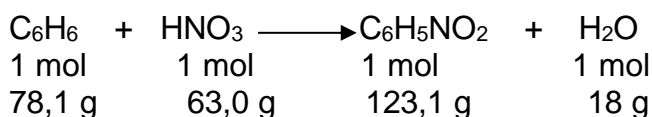
$$\text{rendimiento porcentual} = \frac{\text{rendimiento real del producto}}{\text{rendimiento teórico del producto}} \times 100$$

$$\eta\% = \frac{\eta_r}{\eta_t} \times 100$$

Por ejemplo:

Una muestra de 15 g de  $\text{C}_6\text{H}_6$  (benceno) reacciona con  $\text{HNO}_3$  (ácido nítrico) en exceso. Se aíslan 18 g de  $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$  (nitrobenceno). ¿Cuál es el rendimiento porcentual de la reacción de  $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$ ?

1º se plantea de ecuación balanceada:



2º se calcula el rendimiento teórico:

$$? \text{ g } \text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2 = 15 \text{ g } \text{C}_6\text{H}_6 \times \frac{1 \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_6}{78,1 \text{ g } \text{C}_6\text{H}_6} \times \frac{1 \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2}{1 \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_6} \times \frac{123 \text{ g } \text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2}{1 \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2} = 23,62 \text{ g } \text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$$

3º se calcula el rendimiento porcentual:

$$\text{rendimiento porcentual} = \frac{\text{rendimiento real del producto}}{\text{rendimiento teórico del producto}} \times 100 =$$

$$\eta\% = \frac{\eta_r}{\eta_t} \times 100 = \frac{18,0 \text{ g}}{23,62 \text{ g}} \times 100 = 76,21\%$$

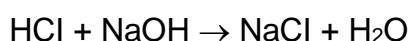
## Resuelve

4.1 De acuerdo a la siguiente reacción de descomposición:



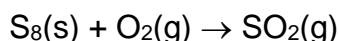
- ¿Qué masa de dióxido de carbono puede obtenerse por descomposición de 250 g de carbonato de calcio puro?
- ¿Qué masa de carbonato de calcio se necesita para producir 100 g de dióxido de carbono?
- ¿Cuántos gramos de carbonato de calcio se necesitan para obtener 100 g de óxido de calcio?

4.2 En la siguiente reacción:



- ¿Qué masa de HCl se necesita para neutralizar 50 g de NaOH?
- ¿Qué masa de NaOH se necesita para reaccionar con 50 g de HCl?
- ¿Cuántos gramos de NaCl se obtienen con 50 g de HCl?
- ¿Cuántos gramos de HCl se necesitan para obtener 50 g de NaCl?
- Calcular la cantidad de NaOH que se necesita para neutralizar 50 cm<sup>3</sup> de una solución de HCl al 35% (g/cm<sup>3</sup>).

4.3 La molécula de azufre es octoatómica. Calcular la masa de oxígeno que se necesita para que reaccione con un mol de azufre, y el volumen de SO<sub>2</sub> en CNPT, que se obtiene.



4.4 Reaccionan 13,8 g de NO<sub>2</sub> con agua. ¿Cuántos moles de ácido nítrico y de ácido nitroso se obtienen?. La reacción es:



4.5 Calcula los moles de permanganato de potasio presentes en 200 g de la sal de un 75% de pureza.

4.6 En la descomposición térmica del nitrato de potasio se forma nitrito de potasio y oxígeno.

- ¿Cuántos moles de nitrato de potasio se necesitan para obtener 1.10<sup>2</sup> moles de oxígeno?
- ¿En qué masa de la sal del 85% de pureza se encuentra ese número de moles de nitrato de potasio? La reacción es:



4.7 ¿Cuántos gramos de ácido nítrico se necesitan para neutralizar 370 g de hidróxido de calcio?

4.8 Calcula:

- La masa de sulfato ácido de sodio que se obtiene tratando 2,92 kg de cloruro de sodio con ácido sulfúrico en cantidad suficiente?
- ¿Cuántos kg de ácido gaseoso se obtienen?
- ¿Qué volumen ocupa ese gas en CNPT?

4.9 Al calentar el óxido mercúrico a temperaturas mayores de 400 °C se produce la descomposición del mismo en sus elementos. Cuántos gramos de óxido mercúrico se deben descomponer para obtener:

- 112 litros de oxígeno en CNPT
- 320 g de oxígeno
- 4 moles de oxígeno

4.10 En el laboratorio de la escuela se realiza la siguiente experiencia estequiométrica:

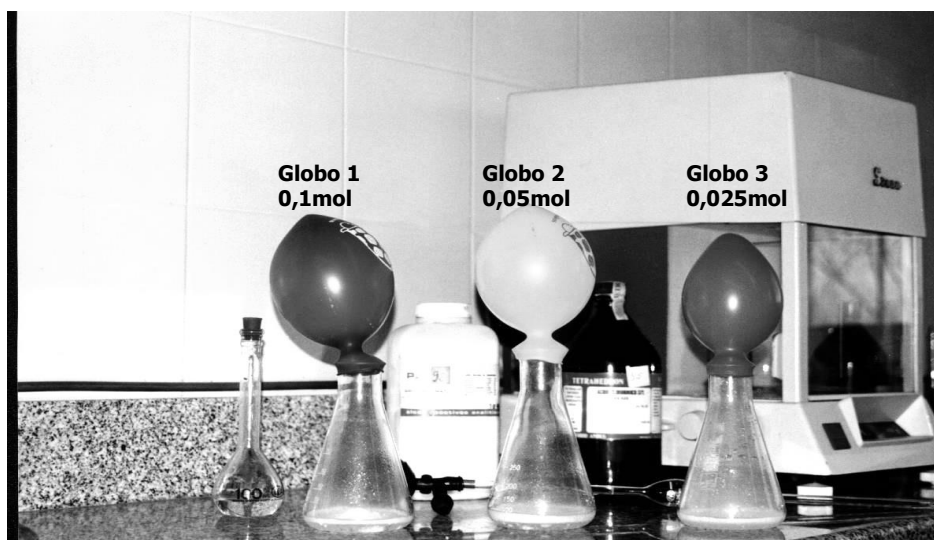
Se toman tres globos iguales aunque de distintos colores y se le agregan a cada uno carbonato de sodio:

- Globo 1: 0,1 mol de carbonato de sodio
- Globo 2: 0,05 mol de carbonato de sodio
- Globo 3: 0,025 mol de carbonato de sodio

En tres matraces erlenmeyer se coloca igual cantidad de ácido clorhídrico, 0,1 mol.

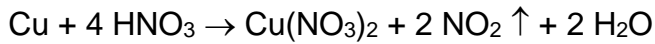
Seguidamente se coloca la boca de cada globo en la boca de cada erlenmeyer, teniendo cuidado de que no se vuelque nada de carbonato dentro del erlenmeyer. Realizado esto, se vuelca el contenido de cada globo dentro de cada erlenmeyer y los globos comienzan a inflarse rápidamente.

Observa detenidamente la foto del conjunto de erlenmeyers y globos cuando la reacción entre el ácido clorhídrico y el carbonato de sodio ha concluido.



- Formula preguntas escritas, que le harías al profesor.
- Intenta una explicación basada en cálculos estequiométricos.

4.11 Se introducen en un recipiente 378 g de ácido nítrico con 3 átomos gramos de cobre. La reacción es la siguiente:



- ¿Qué reactivo se halla en exceso?
- ¿Qué masa del mismo no reaccionó?
- ¿Qué volumen de  $\text{NO}_2$  se desprende? (en CNPT)

4.12 El nitrato de plata se obtiene haciendo reaccionar ácido nítrico con plata metálica según la siguiente ecuación:



Suponiendo que disponemos de 21,6 g de plata y 189 g de ácido nítrico:

- ¿Cuál es el reactivo limitante?
- ¿Cuál será la masa de nitrato de plata obtenida?
- ¿Qué cantidad del reactivo limitante se debe agregar para que no haya exceso de reactivos?
- En este último caso, ¿cuál será la masa  $\text{AgNO}_3$  formado?

4.13 Se combinan 400 g de un mineral de cinc con cantidad suficiente de ácido clorhídrico. La ecuación es:



Calcula:

- ¿Qué masa de cinc reaccionó?
- ¿Cuál es el porcentaje de cinc en el mineral?
- ¿Cuántos átomos de hidrógeno se obtuvieron?

4.14 La piedra caliza se descompone de acuerdo a la siguiente reacción:



La piedra caliza empleada se descompone con un rendimiento del 80%. Calcula los gramos de  $\text{CO}_2$  y de  $\text{CaO}$  que se obtuvieron de la descomposición de 1200 g de piedra caliza.

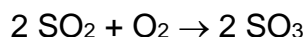
4.15 En CNPT, dos litros de hidrógeno reaccionan con un litro de oxígeno. Calcula:

- ¿Cuántos litros de vapor de agua se obtienen?
- ¿Cuántos moles de agua?
- ¿Cuántas moléculas de agua?
- ¿Cuántos gramos de agua?

4.16 En una reacción química con un rendimiento del 30% se formaron 6 moles de sulfuro de cadmio a partir de ácido sulfhídrico y nitrato de cadmio.

- Escribe la ecuación correspondiente.
- ¿Cuántos litros de gas sulfhídrico se emplearon? (en CNPT)
- ¿Cuántos moles de ese ácido reaccionaron?

4.17 Dada la reacción:



Calcula:

- El volumen de  $\text{O}_2$  que reacciona con 8 moles de moléculas de dióxido de azufre en CNPT.
- La masa de trióxido de azufre que se obtiene.

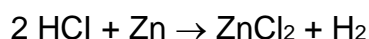
4.18 30 litros de cloro reaccionan con hidrógeno para formar cloruro de hidrógeno. Calcula:

- La masa de hidrógeno empleada.
- El volumen obtenido de cloruro de hidrógeno medido en CNPT.
- El número de moles de moléculas de hidrógeno empleados.

### Problemas propuestos

4.19 ¿Cuántos gramos de hidróxido de sodio son necesarios para neutralizar a 364 g de HCl?

4.20 Se combinan ácido clorhídrico con cinc según la siguiente ecuación:



Se desea saber:

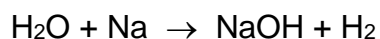
- ¿Cuántos litros de hidrógeno se desprenden con 364 g de ácido clorhídrico?
- ¿Cuántos moles de hidrógeno se logran con 326,5 g de cinc?
- ¿Cuántos litros de ácido clorhídrico gaseoso medidos en CNPT se precisan en este último caso?

4.21 Se hacen reaccionar 7,5 moles de ácido clorhídrico con carbonato de sodio de acuerdo a la siguiente reacción:



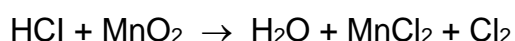
- Equilibra la ecuación.
- ¿Qué masa de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  reaccionó?
- ¿Cuántos moles de agua se obtuvieron?
- ¿Cuántas moléculas de agua?
- ¿Qué volumen de  $\text{CO}_2$  en CNPT?

4.22 Dada la siguiente reacción:



- ¿Cómo estará constituido el sistema final si se hacen reaccionar 5 moles de Na con 4 moles de agua? (expresa el resultado en número de moles de cada sustancia)
- ¿Cuántos moles de agua y de sodio se necesitan para obtener 3 moles de hidrógeno?
- ¿Cuál es la masa de sodio que reacciona con 9 g de agua?
- ¿Qué masas de agua y sodio se necesitan para obtener, en CNPT, 112 L de hidrógeno?

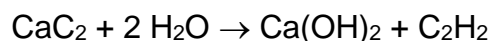
4.23 Si se obtienen 0,25 moles de cloro a partir de la reacción que se interpreta con la siguiente ecuación:



Calcula:

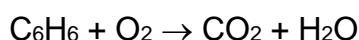
- Los moles de HCl necesarios.
- El volumen de cloro formado.
- La masa de agua que se obtiene.

4.24 El acetileno ( $\text{C}_2\text{H}_2$ ) es un hidrocarburo gaseoso en CNPT, que se emplea en el soplete oxiacetilénico para la soldadura autógena y corte de metales, y para la síntesis de muchos derivados orgánicos. Se prepara por la acción del agua sobre  $\text{CaC}_2$  según la siguiente reacción:



- ¿Cuántos gramos de moléculas de agua se necesitarán para obtener 39 g de  $\text{C}_2\text{H}_2$ ?
- ¿Cuántos litros de acetileno en CNPT se producirán a partir de 192 g de carburo de calcio?
- ¿Cuántos moles de acetileno se producirán a partir de 2 moles de carburo de calcio y 2 moles de agua?

4.25 El benceno líquido ( $\text{C}_6\text{H}_6$ ) arde en oxígeno de acuerdo con la ecuación:



Si la densidad del benceno líquido a 20 °C es 0,88 g/cm<sup>3</sup>, ¿cuántos litros de oxígeno gaseoso y en CNPT se necesitan para completar la combustión de 39 cm<sup>3</sup> de benceno líquido a 20 °C?

4.26 De un mineral argentífero que contiene 12,46% de cloruro de plata se extrae este metal con un rendimiento, en el proceso metalúrgico, del 90,4%. La plata obtenida se transforma en una aleación de plata cuya ley es de 916 milésimas. Calcular la cantidad de aleación que podrá obtenerse a partir de 2750 kg de mineral.

4.27 Se sabe que el ácido nítrico reacciona con el hidróxido de magnesio. Si se desean obtener 100 g de nitrato de magnesio, ¿qué masa de hidróxido de magnesio se

necesita? Si el ácido nítrico empleado tiene una concentración del 63% (m/m) y densidad  $1,26 \text{ g/cm}^3$ , ¿qué volumen de ácido debió usarse para una reacción total?

4.28 Se hace pasar una corriente de vapor de agua en cantidad suficiente, por 5 moles de cinc.

a) ¿Qué masa de óxido de cinc se obtiene?

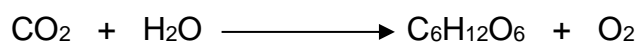
b) ¿Cuál es el volumen de hidrógeno que se libera en CNPT?

4.29 En la combustión del hidrógeno se forma agua. Calcule el volumen de hidrógeno, medido en CNPT, que se deberá quemar para que el agua formada reaccione con 50 g de óxido de calcio.

4.30 Se obtienen 640 g de óxido de cinc, a partir del calentamiento de 600 g de cinc hasta que se vaporiza y luego se quema en exceso de oxígeno. ¿Cuál es el rendimiento de la reacción

4.31 A 4,3 g de ácido sulfúrico se le agregaron 7 g de hidróxido de sodio para obtener sulfato de sodio. El exceso de álcali se neutraliza con  $7,95 \text{ cm}^3$  de ácido clorhídrico de pureza 37% (m/m) y densidad  $1,19 \text{ g/cm}^3$ . ¿Cuál es la pureza del ácido sulfúrico?

4.32 En la fotosíntesis, el  $\text{CO}_2$  de la atmósfera se convierte en compuestos orgánicos y oxígeno, de acuerdo a la siguiente reacción representada por la ecuación no balanceada:



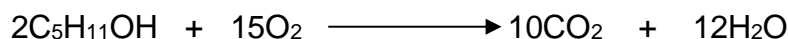
Calcular:

a) Gramos de oxígeno que se producen en la fotosíntesis de 50 g de  $\text{CO}_2$

b) Moles de oxígeno producidos en la fotosíntesis de 100 L de  $\text{CO}_2$

c) Litros de oxígeno medidos en CNPT producidos en la fotosíntesis de 100 g de  $\text{CO}_2$

4.33 Teniendo en cuenta que la combustión del alcohol amílico se produce según la siguiente reacción representada por la ecuación balanceada:



Responder:

a) ¿Cuántos moles de  $\text{O}_2$  se necesitan para la combustión de 1 mol de alcohol amílico?

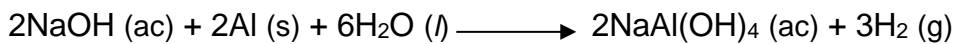
b) ¿Cuántos moles de agua se forman por cada mol de oxígeno consumido?

c) ¿Cuántos gramos de  $\text{CO}_2$  se producen por cada mol de alcohol amílico quemado?

d) ¿Cuántos gramos de  $\text{CO}_2$  se producen por cada gramo de alcohol amílico quemado?

4.34 Algunos agentes comerciales que se usan para destapar cañerías contienen una mezcla de hidróxido de sodio y polvo de aluminio. Cuando la mezcla se vierte en un drenaje tapado, ocurre la siguiente reacción:





El calor generado en esta reacción ayuda a derretir los sólidos, como la grasa que obstruye la cañería, y el gas hidrógeno liberado remueve los sólidos que tapan el drenaje. Por favor ayuda al plomero a anticipar los posibles metros de cañería, si esta es de 2<sup>1/2</sup> pulgada (se desprecian los codos), que ocuparía el gas, suponiendo que las condiciones son normales de presión y temperatura. El plomero agregará todo el contenido del producto comercial que contiene 3,12 g de aluminio en polvo.

4.35 De una explotación minera situada en nuestra cordillera, se extraen dos muestras de 40 g cada una, de un mineral que contiene hierro, para que sean analizadas.

La muestra A se la trata con 38,58 cm<sup>3</sup> ácido sulfúrico de pureza 96% (m/m) y densidad  $\rho = 1,89 \text{ g/cm}^3$ . El ácido que no reaccionó se neutraliza con 15,5 g de hidróxido de sodio de pureza 90% (m/m). A la muestra B se la trata con igual cantidad de ácido clorhídrico de pureza 37% y densidad  $\rho = 1,186 \text{ g/cm}^3$ , el ácido que no reaccionó se lo neutraliza con 15,5 g de hidróxido de sodio. ¿Cuál muestra contiene más porcentaje de hierro?

4.36 Juan Ignacio y María José, alumnos de la escuela Dr. Bernardo Houssay encuentran una moneda de plata, discuten sobre si la misma es de aleación de plata o es plata pura.

Consultan con el profesor y este les sugiere primero medirla la masa y luego disolverla en ácido nítrico. A continuación, agregar cloruro de sodio a la disolución de nitrato de plata para que toda la plata precipite como cloruro de plata (medir la masa de cloruro de plata) y el nitrato quede en solución como nitrato de sodio.

Luego de hacer esto, les dice, que están listos para decidir si la moneda era de aleación o de plata pura.

En el caso de no ser pura, puedes ayudar y decir con la ley de cuántas milésimas cumple.

Las medidas tomadas por los alumnos dan como resultados:

Masa de la moneda: 8,12 g

Masa del cloruro de plata: 10,14 g