

## **Modulo 4 ACT. Parte nº 1. Tema 2: La materia. Gases.**

### **ÍNDICE**

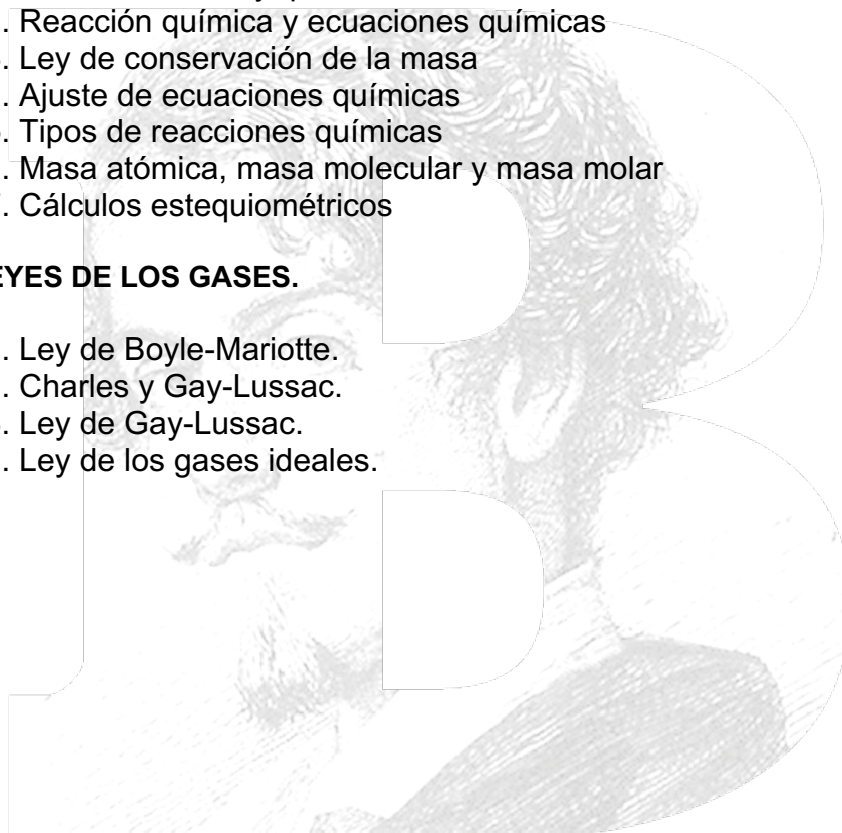
#### **1) INTRODUCCIÓN**

#### **2) TRANSFORMACIONES QUÍMICAS**

- 2.1. Cambios físicos y químicos.
- 2.2. Reacción química y ecuaciones químicas
- 2.3. Ley de conservación de la masa
- 2.4. Ajuste de ecuaciones químicas
- 2.5. Tipos de reacciones químicas
- 2.6. Masa atómica, masa molecular y masa molar
- 2.7. Cálculos estequiométricos

#### **3) LEYES DE LOS GASES.**

- 3.1. Ley de Boyle-Mariotte.
- 3.2. Charles y Gay-Lussac.
- 3.3. Ley de Gay-Lussac.
- 3.4. Ley de los gases ideales.



## 1. INTRODUCCIÓN

La materia que nos rodea, nos introduce en el estudio a detalle de toda la materia con la que vivimos y que también forma parte de nosotros mismos. Veremos que la materia puede ser pura y puede estar mezclada, se puede separar y juntar y podemos trabajar con ella y hacer cálculos para ver como varía el estado o la forma de la materia dependiendo a las condiciones a las que la sometamos.

Estás rodeado de cosas que puedes ver: tus compañeros, las sillas y pupitres del aula, la pizarra, etc. Otras, aunque no puedas verlas, puedes oírlas, como los coches y motocicletas que pasan por la calle. Algunas, incluso sin verlas u oírlas, las sientes, como el aire. Todas las cosas que puedes ver, oír, tocar están formadas por materia. Podemos decir que materia es todo aquello que podemos percibir por nuestros sentidos. Algunas cosas son tan pequeñas que no podemos verlas sin la ayuda de un microscopio. Otras están tan lejos que necesitamos un telescopio para poder observarlas. Incluso existen cosas que no podemos percibir, pero cuya existencia podemos deducir por los efectos que producen, como los planetas lejanos o los agujeros negros. Pero no por eso dejan de estar constituidas por materia. Toda la materia está formada por átomos y moléculas y, por tanto, tiene masa y volumen. Así, para saber si algo está constituido por materia, sólo debemos preguntarnos si está formado por átomos y moléculas. La mayoría de las cosas materiales tienen una forma y unos límites definidos: la mesa en la que comes o escribes, la silla en la que te sientas, la sábana que te tapa por la noche. Son cuerpos. Un cuerpo es una porción de materia con una forma y unos límites perfectamente definidos. Otras cosas, por le contrario, no tienen forma ni límites precisos. El aire que respiras, el agua que forma los mares y océanos o la leche que contiene el vaso que desayunas no tienen unos límites precisos y, por tanto, no son cuerpos. Pero aunque no podamos definir unos límites precisos, siempre podemos aislar un trozo o una porción. El agua del vaso o el aire que contiene una habitación, aunque no son cuerpos, si son trozos de materia que se llaman sistemas materiales. Un sistema material es una porción de materia. Aunque un cuerpo siempre será un sistema material, un sistema material no siempre será un cuerpo, e incluso puede estar formado por varios cuerpos.

Por eso, el contenido de un aula, pupitres, perchas, alumnos, aire, libros... es un sistema material que contiene cosas que son cuerpos (mesas, sillas) y otras que no lo son (aire).

No toda la materia es idéntica y, a simple vista, podemos ver como el pupitre tiene patas de metal, rematadas en plástico y una base de madera que se fija a las patas mediante tornillos metálicos. En casa, la sal que se emplea para cocinar o el azúcar que añades al café son ambas materias, pero de distinto tipo y con distintas propiedades que puedes distinguir (y si no lo haces, tienes que tirar el café que te has servido). Llamamos sustancia a cada una de las distintas formas de materia. La materia que nos rodea forma cuerpos o sistemas materiales formados por una o varias sustancias. Así, el agua que contiene el

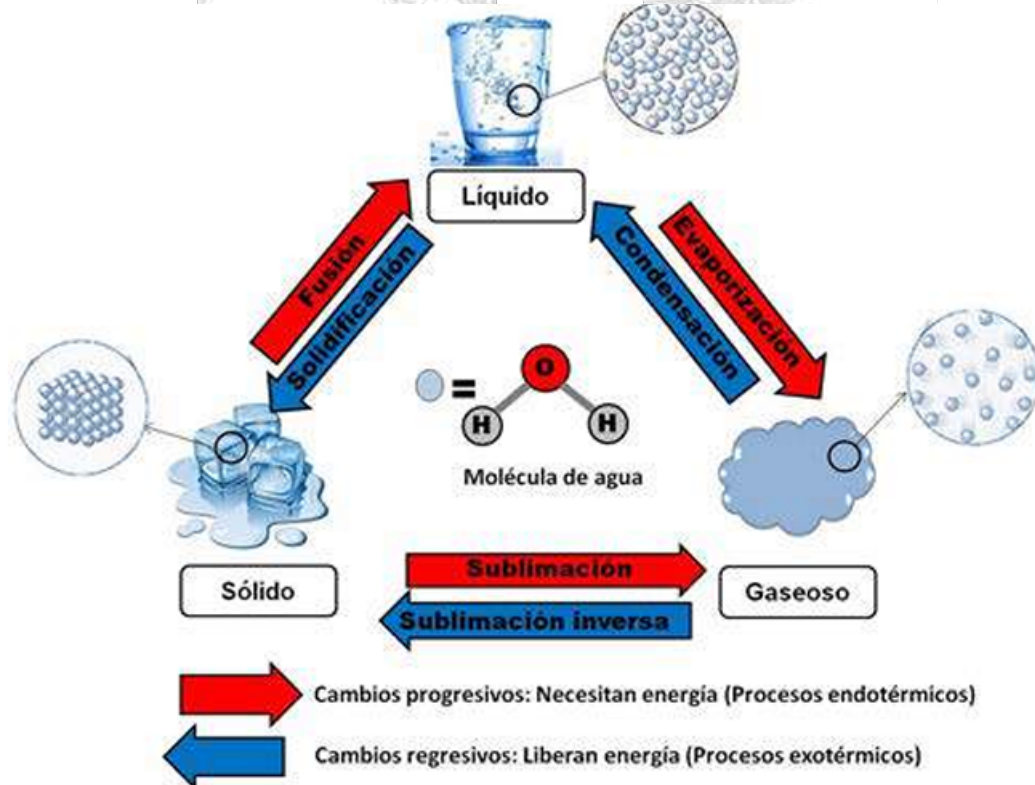
vaso en el que bebes no es sólo agua, contiene también otras muchas sustancias, aunque no puedas verlas. Por el contrario, en el lápiz que usas para escribir puedes percibir fácilmente la madera y el grafito, las dos sustancias que lo forman.

## 2. TRANSFORMACIONES QUÍMICAS

### 2.1- Cambios físicos y químicos.

Los **cambios físicos** son aquellos donde la composición de la materia no cambia, de manera que afecta únicamente su forma, volumen tamaño o posición. Los cambios físicos más conocidos son:

- Dilatación; es el aumento del volumen de una porción de materia por acción del incremento de la temperatura.
- Concentración; es la disminución del volumen de un material como consecuencia de la disminución de la temperatura.
- Cambio de estado; son los cambios que sufre la materia al pasar de un estado de agregación a otro.



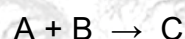
- Evaporación: es el cambio del estado líquido al estado gaseoso
- Condensación: es el paso de estado gaseoso a estado líquido
- Fusión; es el cambio de estado sólido a líquido
- Solidificación; es el paso de estado líquido a estado sólido.
- Sublimación; es el cambio de estado sólido al gaseoso sin pasar por el estado líquido.

- Sublimación inversa o deposición; es el cambio de estado gaseoso al sólido sin pasar por el líquido.

### LOS ESTADOS DE AGREGACIÓN

SOLIDO	LIQUIDO	GAS
Volumen fijo.	Volumen fijo.	Volumen del recipiente.
Forma propia.	Forma del recipiente que lo contiene.	Sin forma definida.
No fluyen.	Fluyen libremente.	Fluyen libremente.
No se pueden comprimir.	No se pueden comprimir.	Se comprime fácilmente

Los cambios químicos son aquellos donde la materia sufre un cambio en su composición, lo que tiene como consecuencia que las propiedades características de la misma también cambien. Todo cambio químico implica una reacción química, donde las sustancias iniciales denominadas reactivos se transforman en nuevas sustancias llamadas productos.



### CARACTERÍSTICAS DE UN CAMBIO QUÍMICO

*Los cambios en la composición química de una sustancia no se pueden observar a simple vista. Sin embargo, existen algunas evidencias del cambio son perceptibles.*



*Cambio de coloración*



*Aparición de un precipitado*



*Desprendimiento de gas*



*Variación en la temperatura*



*Cambios en el pH*

### 2.2- Reacción química y ecuaciones químicas

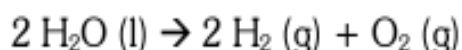
Una reacción química o cambio químico es un proceso en el cual uno a más sustancias que se llaman reactivos se transforman en otra u otras sustancias distintas, denominadas productos.



Una reacción química se expresa mediante una ecuación química. En la ecuación aparecen:

- Fórmulas de los reactivos y productos.
- Estados de agregación de las sustancias que intervienen en la reacción (s) sólido, (l) líquido, (g) gas, (ac) disolución acuosa.
- Una flecha que indica el sentido de la reacción
- Coeficientes estequiométricos, que indican las proporciones en que reacciona o se producen las moléculas de sustancia que intervienen en la reacción.

Ejemplo:

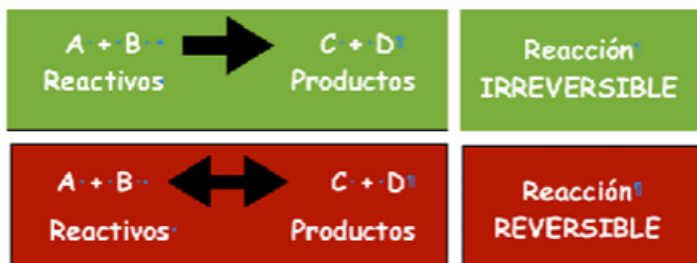


La reacción química es un proceso en el que básicamente se rompen unos enlaces entre átomos de los reactivos y se forman otros enlaces distintos dando lugar a un compuesto diferente (productos). Es decir, los átomos que constituyen los reactivos son exactamente los mismos que se construyen los productos, pero reagrupados de manera diferente.

Del estudio de muchas reacciones químicas se pueden establecer las siguientes conclusiones:

- La existencia de una reacción química se puede poner de manifiesto por un cambio de color, la formación de un sólido, la formación de un gas o un cambio de temperatura.
- Las reacciones químicas van acompañadas de cambio de energía. A las reacciones que desprenden energía se les llama exotérmicas. A las que absorben energía se les llama endotérmicas.
- La velocidad de una reacción química varía dependiente de varios factores:
  - La naturaleza de los reactivos
  - El grado de división de una sustancia
  - La temperatura
  - La concentración de los reactivos
  - La presencia de unas sustancias llamadas catalizadores o inhibidores, que son capaces de aumentar o disminuir, respectivamente la velocidad de las reacciones.
- La masa se conserva en las reacciones químicas.

Una reacción es reversible cuando la conversión de los reactivos en productos ocurre simultáneamente con la conversión de productos en reactivos. Una reacción es irreversible cuando ocurre solo en un sentido, los reactivos hacia los productos.



### 2.3- Ley de conservación de la masa

La masa de un sistema permanece constante independientemente de la transformación que ocurre en su interior, dicho en términos químicos:

La masa de las sustancias en reacciones químicas es igual a la masa de los productos obtenidos en la reacción.

Como una reacción química es, en esencia, un proceso en el que se rompen los enlaces de los reactivos y se forman nuevos enlaces que dan origen a los productos, el número de átomos de cada elemento debe ser el mismo antes de la reacción que después de esta, es decir, los átomos que interviene en la reacción son los mismo pero agrupados de manera diferente de modo que los reactivos que en los productos, por ello la masa debe ser constante.

Esta ley se considera enunciada por Lavoisier, pues era utilizada como hipótesis de trabajo por los químicos anteriores a él, este científico francés es responsable de su confirmación y generalización. Un ensayo riguroso de esta ley realizado por Landolt entre 1893-1908, no encontró diferencia alguna entre el peso del sistema antes y después de verificarse la reacción, siempre que se controlen todos los reactivos y productos.

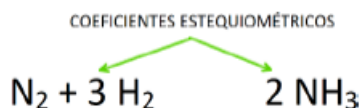
### 2.4. Ajuste de ecuaciones químicas

Las transformaciones que ocurren en una reacción química se rigen por la ley de la conservación de la masa de Lavoisier:

***La suma de las masas de los reactivos debe ser igual a la suma de las masas de los productos.***

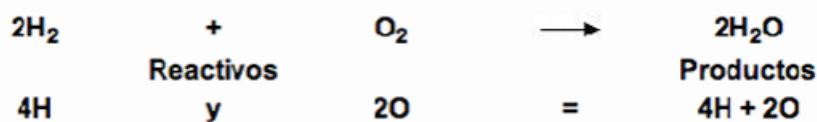
Para ajustar una ecuación, hay que encontrar unos números, llamados **coeficientes estequiométricos**, que se colocan delante de cada fórmula para conseguir que el número de átomos de cada elemento sea igual en los reactivos que en los productos. Estos coeficientes pueden ser números enteros o

fraccionarios, ya que estos últimos se pueden eliminar multiplicándoles por el común denominador. Se prefiere que sean números enteros menores posibles.



Los coeficientes estequiométricos indican el número de moléculas o átomos de la sustancia a la que precede.

Los cambios que ocurren en una reacción química simplemente consisten en una reorganización de los átomos. Por lo tanto, una ecuación química ha de tener el mismo número de átomos de cada elemento a ambos lados de la flecha. Se dice entonces que la ecuación está balanceada.



Para ajustar una reacción se puede hacer de varias formas:

- Método del tanteo.
- Método algebraico.
- Método del ion-electrón (no se estudiará en este nivel)

### Método de tanteo

Consiste en buscar coeficientes hasta conseguir el ajuste correcto. Los pasos necesarios para escribir una reacción ajustada por tanteo.

1. Se determina cuáles son los reactivos y cuáles son los productos.
2. Se escribe una ecuación no ajustada usando las fórmulas de los reactivos de los productos.
3. Comprobaremos si la reacción está ajustada o no, para ello contamos los átomos de cada elemento en los reactivos y en los productos. En las fórmulas los subíndices nos indican el número de átomos que hay de cada elemento de la molécula.
4. Se ajusta la reacción determinando los coeficientes que nos dan números iguales de cada tipo de átomo en cada lado de la flecha de reacción, generalmente números enteros.
5. Ajustan primero aquellos elementos que estén en un solo compuesto en ambos miembros.
6. Cuando uno de los reactivos o productos sea un elemento libre se ajustará en último lugar

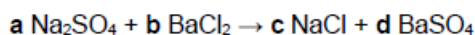
7. Normalmente, se dejan los átomos de hidrógeno y oxígeno para el final que están presente en muchas sustancias.

### Método de algebraico

Los pasos serían los siguientes:

1. Se asigna una letra a cada coeficiente estequiométrico. Conviene asignarlas por orden alfabético de izquierda a derecha.
2. Se empieza por el primer elemento de la izquierda y se plantea la ecuación que representa el ajuste de átomos de dicho elemento: número de átomos del elemento en la izquierda = número de átomos del elemento en la derecha.
3. Se continúa por la izquierda de la reacción química, planteando otra ecuación para el siguiente elemento diferente. De esta forma tendremos el ajuste de átomos de todos los elementos diferentes que existen en la reacción química. Siempre tendremos una ecuación menos que incógnitas. En algún caso podríamos obtener más ecuaciones, pero si nos fijamos bien veremos que algunas son equivalentes.
4. Se asigna el valor 1 a la letra (incógnita) que queramos.
5. Se resuelven el resto de las ecuaciones. Si en los resultados se obtienen decimales o fracciones, se deben multiplicar todas las incógnitas (coeficientes estequiométricos) por un mismo número de tal forma que desaparezcan los decimales o las fracciones

Veámoslo con un ejemplo:



$$\text{Na: } 2a = c$$

$$\text{S: } a = d$$

$$\text{O: } 4a = 4d \quad (\text{ecuación equivalente a la anterior})$$

$$\text{Ba: } b = d$$

$$\text{Cl: } 2b = c$$

Por tanto, las ecuaciones son:  $2a = c$ ;  $a = d$ ;  $b = d$ ;  $2b = c$

Si por ejemplo, asignamos a 'd' el valor 1 entonces:

$$\text{Si } d=1, \text{ como } a = d \rightarrow a = 1$$

$$\text{como } b = d \rightarrow b = 1$$

$$\text{como } 2 \cdot b = c \rightarrow 2 \cdot 1 = c \rightarrow c = 2$$

Ahora, se sustituyen las letras por sus valores numéricos correspondientes.

La ecuación ajustada es la siguiente:  $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{BaSO}_4$

### 2.5. Tipos de reacciones químicas.

Considerando solo el resultado global y sin atender al proceso íntimo de la reacción, podemos agrupar las reacciones químicas en cuatro tipos: síntesis o combinación, descomposición, sustitución o desplazamiento y doble descomposición o intercambio.



- a) **Síntesis o combinación:** Son aquellas en las que dos o mas reactivos se combinan para dar un único compuesto.

Tienen la formula general:  $A+B \rightarrow AB$

A y B pueden representar elementos o compuesto y combinarse en una relación diferente a 1:1



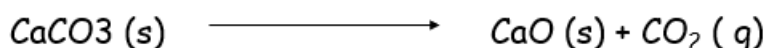
Ejemplos:

- $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$
- $\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS}$
- $2 \text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CaO}$
- $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$

- b) **Reacciones de descomposición:**

La descomposición es una reacción química en la que una sustancia se transforma en dos o más sustancias sencillas por la acción del calor, la luz o la electricidad.

Es el proceso inverso de la reacción de síntesis.

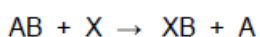


Ejemplos:

- $2 \text{HgO} + \text{Q} \rightarrow 2 \text{Hg} + \text{O}_2$  ( Q indica que la reacción se produce calentando)
- $\text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2$
- $\text{MgCO}_3 \rightarrow \text{MgO} + \text{CO}_2$
- $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_2 + \text{O}_2$

- c) **Desplazamiento o sustitución:**

Uno de los elementos se un compuesto es sustituido por otro elemento.  
La ecuación general es:



Ejemplos:

- $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{Cu}$
- $2 \text{K} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{KOH} + \text{H}_2$
- $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$

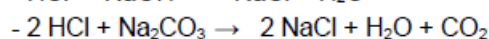
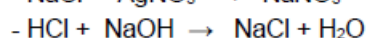
**d) Doble descomposición o intercambio:**

Estas reacciones equivalen a una doble sustitución o un intercambio.

La ecuación general es:



Ejemplos:

**2.6. Masa atómica, masa molecular y masa molar**

La masa de un átomo es demasiado pequeña para que resulte práctico expresarla en g o kg. Al ser átomos muy pequeños no se pueden manipular de forma individual y determinar su masa en una balanza.

**Masa atómica:** Masa de un átomo de un elemento comparada con la doceava parte de la masa de un átomo de carbono 12. Se expresa en unidades de masa atómica (u) o sin unidades. Su valor se puede encontrar en la Tabla periódica, en la casilla de cada elemento químico correspondiente.

**Masa molecular:** Masa de una molécula comparada con la doceava parte de la masa de un átomo de carbono 12.

**Masa molar:** es la suma de las masas atómicas de todos los átomos de un elemento o compuesto. La masa también se aplica a la masa de un mol de cualquier unidad formular. A partir de la fórmula de un compuesto podemos determinar la masa molar sumando las masas atómicas de todos los átomos de la fórmula. Si hay más de un átomo de cualquier elemento, su masa debe sumarse tantas veces como aparezca en el compuesto.

**2.7. Cálculos estequiométricos**

Es este apartado veremos la estequiometría, que es el estudio cuantitativo de las reacciones químicas.

Llamamos cálculos estequiométricos a los que se realizan para calcular las cantidades de cualquier sustancia que interviene en una reacción a partir de una cantidad conocida de otra. Estas pueden ser:

- Mol-mol
- Mol-gramos
- Gramos -gramos
- Mol-volumen
- Volumen-gramos
- Volumen- volumen

Por ejemplo, se utilizan para averiguar: qué cantidad de producto se obtiene a partir de una determinada cantidad de reactivo, qué cantidad de reactivo reacciona con una dada cantidad de otro reactivo, de qué cantidad de reactivo tenemos que partir para obtener una cantidad concreta de producto, etc.

Para realizar cálculos estequiométricos es necesario escribir la ecuación ajustada y asegurarse que el resultado es correcto. Al escribir una ecuación química ajustada, los coeficientes estequiométricos que aparecen en ella nos indican la proporción en la que los átomos o moléculas de las sustancias que intervienen en la reacción se encuentran.

Existen dos tipos de problemas con los que nos podemos encontrar:

- aquellos en los cuales se pretende obtener una cantidad determinada de producto, para lo cual necesitamos saber cuánto de cada reactivo debemos hacer reaccionar. Para resolver estos problemas debemos partir de la cantidad de producto y aplicando la estequiometría, averiguar la cantidad de reactivos necesarios para la reacción, los llamaremos problemas de  $P \rightarrow R$ .

- aquellos donde a partir de una determinada cantidad de reactivo queremos saber cuánto producto se podría obtener. En estos problemas, al momento de hacer los cálculos, partiremos de la cantidad de reactivo y con la estequiometría calcularemos la cantidad de producto que se puede obtener, los llamaremos problemas de  $R \rightarrow P$ .

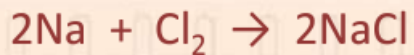
#### a) Cálculos mol-mol

En este tipo de relación la sustancia de partida está expresado en moles, y la sustancia deseada se pide en moles.

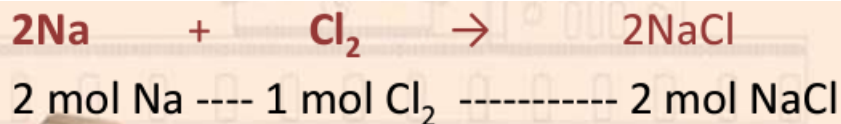
En los cálculos estequiométricos los resultados se reportan redondeándolos a dos decimales. Igualmente, las masas atómicas de los elementos, deben utilizarse redondeadas a dos decimales.

Ejemplo:

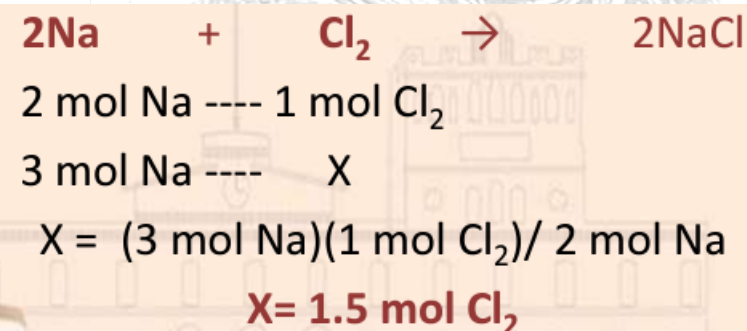
De la siguiente reacción, indica la cantidad de moles que se necesitan de cloro para hacer reaccionar 3 moles de sodio al formar la sal de mesa. Recuerda que el coeficiente numérico de cada molécula indica la cantidad de moles.



Se verifica que la ecuación esta ajustada correctamente, se establece la cantidad de molécula o moles y además se identifican las especies a considerar en el cálculo.



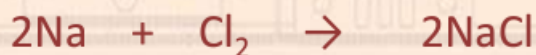
Posteriormente se realiza el cálculo e los moles de  $\text{Cl}_2$  usando 3 moles de Na:



#### b) Cálculos mol-masa

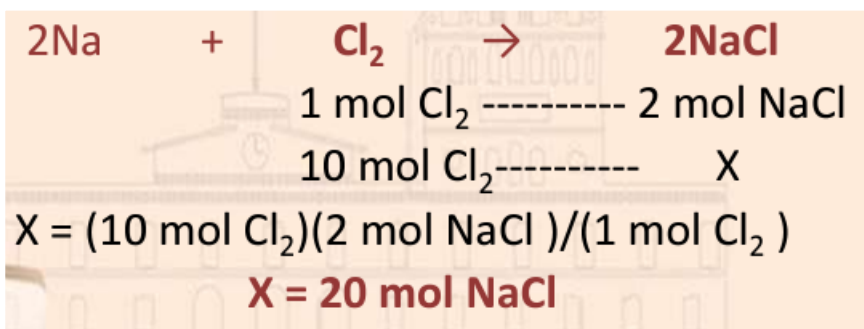
Esta relación estequiometria, la cantidad conocida de una sustancia se expresa en moles y la cantidad requerida se expresa en termino de masa. Para realizar el calculo se considera la masa molar de la sustancia.

**Ejemplo:** Calcula la masa de NaCl que se produce al hacer reaccionar 10 moles de cloro molecular, partiendo de la siguiente reacción balanceada:



Se identifican las moléculas involucradas y se obtiene los moles de la sustancia requerida:

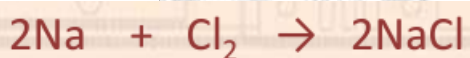




### c) Cálculos masa-masa

La cantidad conocida de una sustancia y la cantidad de sustancia de interés se expresan en términos de masa. Para realizar el cálculo masa-masa se hace uso de la masa molar de las sustancias involucradas en una reacción química.

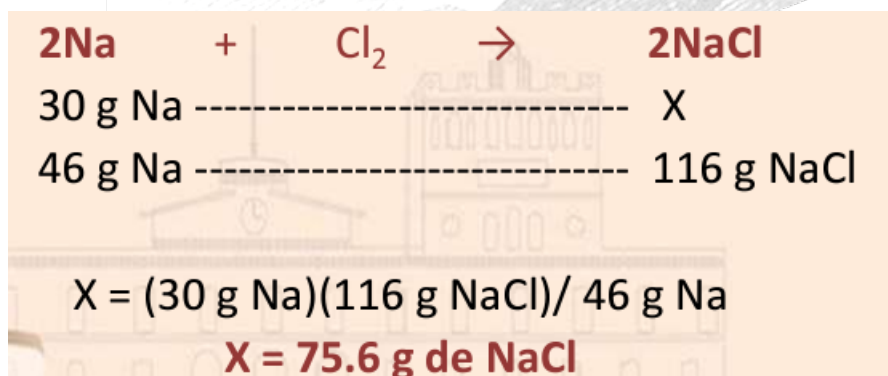
Ejemplo: Calcula la cantidad de sal resultante al hacer reaccionar 30gr de sodio de acuerdo con la siguiente reacción ya ajustada:



Se obtiene la masa molar de las sustancias involucradas:

$$\begin{array}{l}
 2\text{Na} = 2(23) = 46 \text{ g} \qquad 2\text{NaCl} = 2(23 + 35) \\
 \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad 2\text{NaCl} = 116 \text{ g}
 \end{array}$$

Haciendo uso de la masa atómica se obtiene la cantidad de sustancia requerida:



### 3- LEYES DE LOS GASES.

Para describir el comportamiento de los gases ante diferentes situaciones utilizamos las variables de estado: Volumen, temperatura y presión.

- **Volumen:** cantidad de espacio que ocupa un cuerpo, en este caso un gas; para conocerlo debes saber el volumen del recipiente que lo contiene puesto que ocupara todo el volumen del mismo. En el S.I se mide en  $m^3$ , pero también se puede utilizar el litro.

**Recordamos:  $1l = 1 dm^3 = 1000cm^3$**

- **Temperatura:** Calor que posee un cuerpo. En la vida cotidiana utilizamos la escala Celsius C, sin embargo, la unidad en el S.I es el Kelvin (temperatura absoluta) ambas unidades vienen relacionadas de la siguiente forma:

Para realizar los cambios de unidades:

$$T (K) = t (^{\circ}C) + 273$$

$$t (^{\circ}C) = T (K) - 273$$

- **Presión:** Fuerza que ejerce un gas por unidad de superficie en el recipiente que lo contiene:

$$P = \frac{F}{S}$$

La unidad de presión del S.I es el pascal (Pa), si bien se utilizan otras medidas de presión para trabajar con gases:

- Atmosfera (atm). Presión que ejerce la columna de aire que existe sobre la superficie terrestre.
- Milímetros de mercurio (mmHg).

La relación que existe entre estas unidades es:

$$1 atm = 760 mmHg = 101300 Pa$$

El estudio de las tres variables (volumen, temperatura y presión) desarrollo unas leyes que explican y predicen el comportamiento de los gases.

Manteniendo la masa del gas constante, vamos a estudiar como se relacionan entre si estas tres magnitudes.

### 3.1. Ley de Boyle-Mariotte.

¿Por qué se taponan los oídos cuando ascendemos una montaña en avión? La respuesta la encontramos en la ley enunciada por Robert Boyle en 1662 y que puntualizo Edme Mariotte en 1676, añadiendo que esta relación es cierta a temperatura constante, detalle que no había incluido Boyle.

Ley de Boyle -Mariotte: a Temperatura constante, la presión a la que se encuentra un gas es inversamente proporcional al volumen que ocupa en cada instante. El producto entre la presión y el volumen es constante:

$$P \cdot V = \text{cte: por lo tanto, } P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

Es decir, si aumentamos la presión a la que se encuentra un gas, el volumen que ocupa disminuye y, por el contrario, si disminuye la presión, aumenta el volumen del gas. Esto es lo que ocurre al ascender una montaña, al disminuir la presión atmosférica, las moléculas del gas de nuestro interior ocupan mas volumen y lo percibimos en el tímpano.



### 3.2. Ley Charles.

En 1802, Louis Gay-Lussac publico los resultados de sus experimentos, basado en los que Jacques Charles realizo en 1787. Descubrieron que, al variar la temperatura, los gases se contraen y expanden de la misma forma.

La ley se enuncia manteniendo **constante la presión**, el volumen que ocupa cierta cantidad de gas es directamente proporcional a la

temperatura absoluta a la que se encuentra. El cociente entre el volumen y a temperatura deben permanecer constantes.

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Esta ley explica el funcionamiento de un globo aerostático, calentando el aire, las moléculas de gas aumenta su volumen y por lo tanto el globo se hincha.

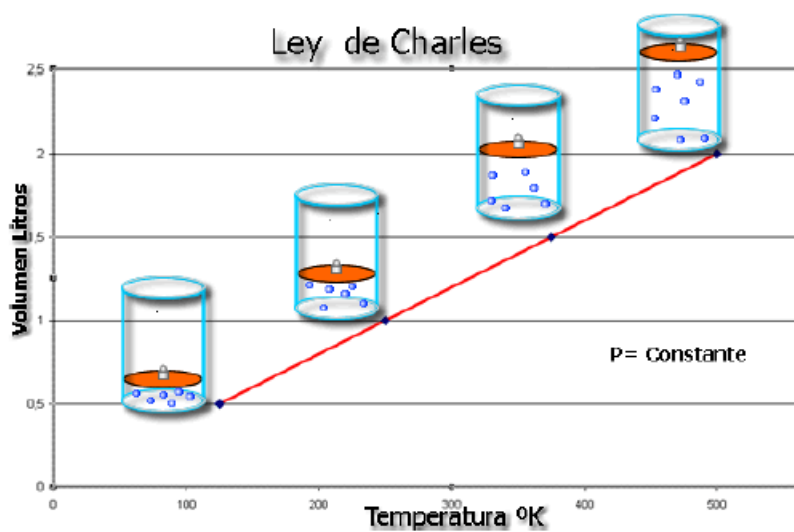


Imagen 22: Ley de Charles y Gay-Lussac

Fuente: actiweb Autor: Desconocido Licencia: Desconocida  
<http://www.actiweb.es/mi clase virtual/charles.html>

### 3.3. Ley de Gay-Lussac.

La ley se enuncia manteniendo **constante el volumen**, la presión de un gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta a la que se encuentra. El cociente entre la presión y la temperatura debe permanecer constante.

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$



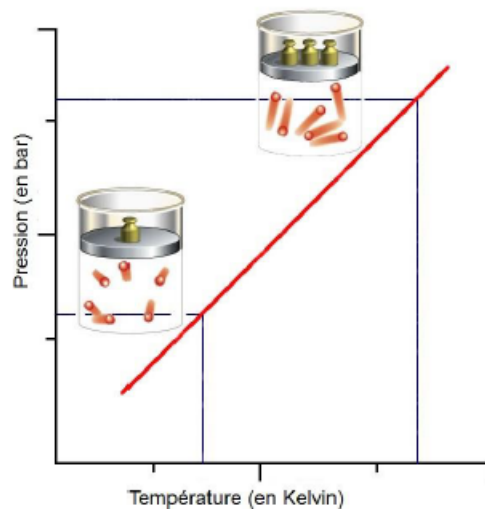


Imagen 23: Ley de Gay-Lussac

Fuente: alloprof Autor: Desconocido Fuente: Desconocida  
<http://www.alloprof.qc.ca/BV/pages/c1055.aspx>

El volumen de la olla es constante, se le damos calor a la misma las molecular del gas que hay en su interior comienza a moverse a gran velocidad, aumentando los choques entre ellas y por lo tanto, la presión a la que se encuentran. La olla a presión es un ejemplo de la ley de Gay-Lussac

### 3.4. Ley de los gases ideales.

Las leyes anteriores se pueden refundir en una sola, la ecuación general de los gases ideales.

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

De donde la R, es una constante que se denomina conste de los gases. Si la presión se expresa en atmosferas, el volumen en litros y la temperatura en K, el valor de R es de 0.082 atm.l/mol.K

Para una misma masa gaseosa, existe una constante directamente proporcional a la presión y volumen de un gas, e inversamente proporcional a su temperatura.

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

Esta es la razón por la cual la presión de las ruedas de un coche debe de medirse en parado, y es diferente en invierno y en verano.

La ecuación de los gases ideales, se cumple estrictamente para los llamados gases ideales en los que el tamaño de las partículas es absolutamente despreciable frente a la distancia que existe entre las moléculas y en el que además no existen fuerzas intermoleculares. Sin embargo, el comportamiento de ellos gases reales difiere ligeramente del gas ideal a causa del tamaño de las moléculas y de las fuerzas intermoleculares.

Para todos los cálculos que se efectúan normalmente, puede suponerse que los gases reales se comportan como si fueran ideales.

A partir de la ley de los gases ideales podemos deducir las leyes anteriores, sin más que hacer constantes las correspondientes variables:

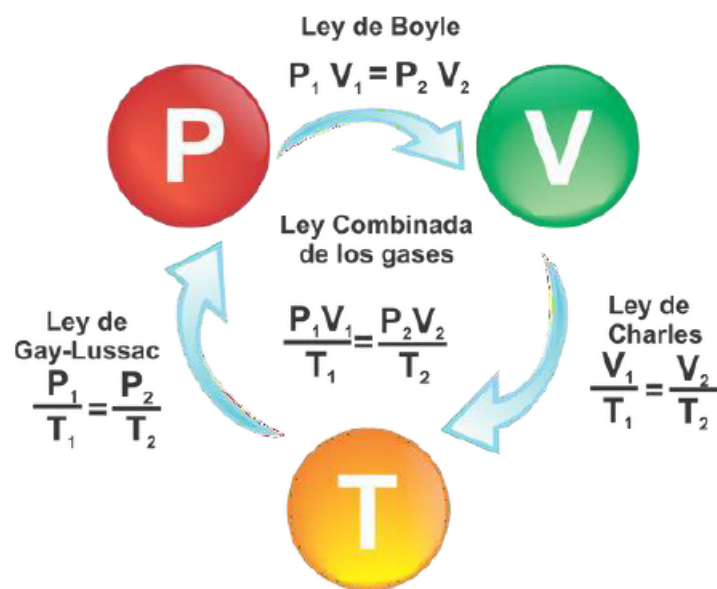


Imagen 25: Leyes de los gases ideales

Fuente: Marjorie Flores Autor: Marjorie Flores Licencia: Desconocida  
<http://marflores1995.blogspot.com/2015/07/ley-combinada.html>