

Tema 2.

La materia. Gases.

ÍNDICE

- 1) Transformaciones químicas
 - 1.1. Cambios físicos y químicos.
 - 1.2. Reacción química y ecuaciones químicas
 - 1.3. Ley de conservación de la masa
 - 1.4. Ajuste de ecuaciones químicas
 - 1.5. Tipos de reacciones químicas
 - 1.6. Masa atómica, masa molecular y masa molar
 - 1.7. Cálculos estequiométricos
- 2) Leyes de los gases.
 - 2.1. Ley de Boyle-Mariotte.
 - 2.2. Charles y Gay-Lussac.
 - 2.3. Ley de Gay-Lussac.
 - 2.4. Ley de los gases ideales.

1.1. Cambios físicos y químicos

Cambio físico es cualquier cambio que se produce sin que varíen la naturaleza y propiedades de las sustancias, es decir, sin que se formen sustancias nuevas. Por ejemplo, los cambios de estado o las disoluciones.

Cambio químico es la transformación de una o más sustancias en otra u otras distintas con propiedades características diferentes. Por ejemplo, la oxidación de un metal.

Por ejemplo, si mezclamos azufre y limaduras de hierro se obtiene una mezcla. Si acercamos un imán a esta mezcla podemos observar como las limaduras de hierro son atraídas por el imán y se pueden separar del azufre. Como los componentes de esta mezcla no han perdido su naturaleza y propiedades, se trata de un cambio físico. Sin embargo, si calentamos la misma mezcla de azufre y hierro vemos que se forma un sólido de color pardo oscuro que no es atraído por un imán. En este caso, se ha formado una sustancia nueva con propiedades diferentes a las de sus componentes, y decimos que se ha producido un cambio químico.

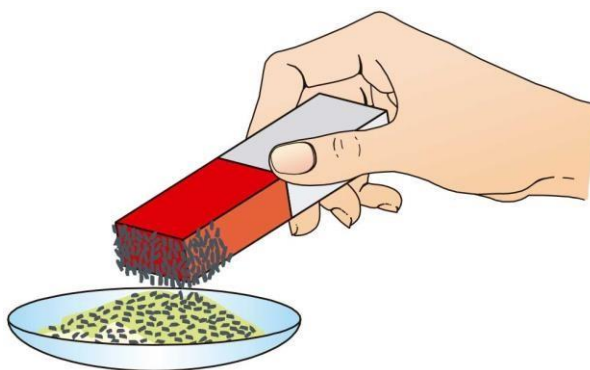


Imagen 1: Separación de una mezcla de azufre y limaduras de hierro.

Fuente: [blinklearning](#) Autor: Desconocido Licencia: Desconocida

EJERCICIO 1

Clasifica los siguientes cambios en físicos o químicos:

- a) Quemar alcohol con una cerilla.
- b) Derretir mantequilla en una sartén.
- c) Se “quema” una rebanada de pan olvidada en la tostadora.
- d) Evaporación del agua.

1.2. Reacción química y ecuaciones químicas

Una **Reacción química** (cambio químico) es un proceso en el cual una o más sustancias, llamadas *reactivos*, se transforman en otra u otras sustancias distintas, denominadas *productos*.

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 la formación de compuestos diferentes (productos). Es decir, los átomos que constituyen los reactivos son exactamente los mismos que constituyen los productos pero reagrupados de distinta manera.

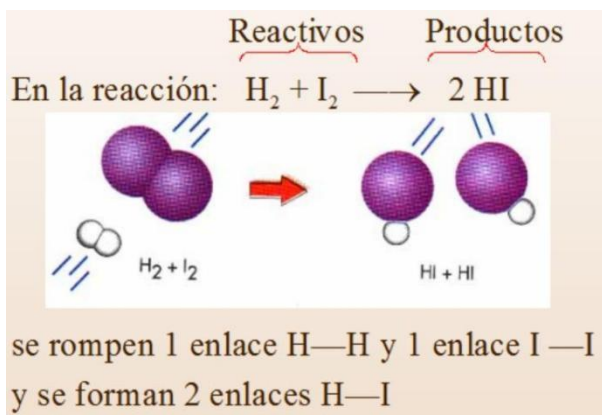


Imagen 2: Ejemplo de una reacción química.

Fuente: [monografías](#)

Autor: Desconocido Licencia: Desconocida

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 cambios de Energía. A las reacciones que desprenden energía se las llama **exotérmicas**. A las que absorben energía, **endotérmicas**. Un ejemplo de reacción exotérmica es la reacción de combustión. Los combustibles (madera, carbón, gasolina, alcohol, etc.) arden en presencia del oxígeno del aire, produciendo dióxido de carbono y agua y liberando energía en forma de calor.

La combustión de un fósforo es muy exotérmica al igual que la de la madera, por eso nos quemamos si acercamos nuestra mano.



Imagen 3: Combustión de una cerilla.

Fuente: [files.ciencias-quimica-y-biologia.webnode](#)

Autor: Desconocido

Licencia: Desconocida

- La velocidad de una reacción química varía dependiendo 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.

Las reacciones químicas se pueden representar mediante las **ecuaciones químicas**. Una ecuación química consta de dos miembros separados mediante una flecha que nos indica el sentido en el que se produce la reacción. En el primer miembro se escriben las fórmulas de los reactivos y en el segundo la de los productos. Si hay más de un reactivo o de un producto se separan sus fórmulas mediante el signo +.

De modo general: $A + B \rightarrow C + D$

Reactivos $\rightarrow$ Productos

Este tipo de reacción (con una flecha de izquierda a derecha) se dice que es **irreversible**, porque los productos no se combinan entre sí para originar de nuevo a los reactivos.

Por ejemplo: $C + O_2 \rightarrow CO_2$

Esta ecuación nos indica que el carbono *reacciona con* el oxígeno *para formar* dióxido de carbono.

El "+" se puede leer como "reacciona con". La flecha significa "para formar"

Aquellas reacciones en las que los productos también reaccionan entre sí para formar los reactivos, se denominan reacciones **reversibles** y se indican con una doble flecha.

De modo general: $A + B \leftrightarrow C + D$

Por ejemplo: $PCl_5 \leftrightarrow PCl_3 + Cl_2$

En una ecuación química también hay que especificar el estado físico en el que se encuentran las sustancias, según las condiciones de presión y temperatura a las que se realice dicha reacción. Se utilizan los símbolos (g), (l) y (s), para indicar los estados gaseoso, líquido y sólido, respectivamente. Estos símbolos se ponen a continuación de las sustancias correspondientes.

Por ejemplo: la reacción entre carbono y oxígeno a 25°C y 1 atm de presión se representaría así: $C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$

Ya que en esas condiciones de presión y temperatura el carbono se encuentra en estado sólido y el oxígeno y el dióxido de carbono en estado gaseoso.

Si una sustancia está disuelta en agua, se utiliza el símbolo (ac) o (aq).

Otros símbolos que se utilizan en las reacciones químicas son:

- Una flecha hacia arriba ($\uparrow$) si se desprende un gas.
- Una flecha hacia abajo ($\downarrow$) si una sustancia precipita en estado sólido.

1.3. Ley de conservación de la masa

El científico A. Lavoisier, en el siglo XVIII, mediante el uso cuidadoso de la balanza, enunció la ley de la conservación de la masa que dice que "La materia ni se crea ni se destruye, sino que se transforma". Aplicada a una reacción química se expresaría de la siguiente manera:

"En una reacción química, la masa de las sustancias antes de la reacción es igual a la masa de las sustancias después de la reacción".

Como una reacción química es, en esencia, un proceso en el que se rompen enlaces en 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 ésta. Es decir, los átomos que intervienen en una reacción son los mismos pero agrupados de distinto modo en los reactivos que en los productos, por ello, la masa permanece constante.



Imagen 4: A. Lavoisier y su esposa.

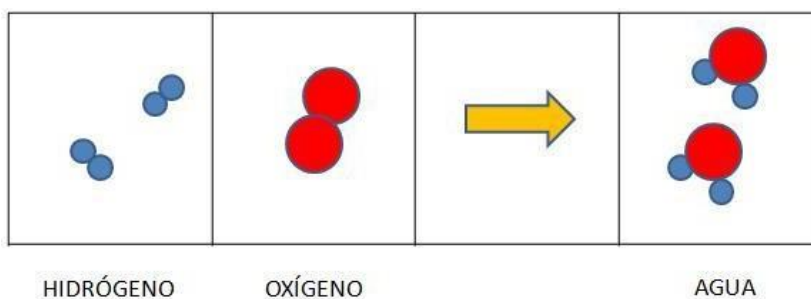
Fuente: [biografiasyvidas](http://biografiasyvidas.com)

Autor: Desconocido

Licencia: Desconocida

PRINCIPIO DE CONSERVACIÓN DE LA MATERIA (LAVOISIER, 1743-1794)

Los átomos no se pueden crear ni dividir en partículas más pequeñas, ni se destruyen en el proceso químico. Una reacción química simplemente cambia la forma en que los átomos se agrupan.



ANTES Y DESPUÉS DE LA REACCIÓN EXISTEN LOS MISMOS ÁTOMOS,
NO HAY CAMBIO EN LA CANTIDAD DE MATERIA

Imagen 5: Ley de Lavoisier.

Fuente: liceoagb

Autor: Desconocido

Licencia: Desconocida

Como se puede observar en la siguiente figura, para la reacción:

$\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4 + 2 \text{NaCl}$, se cumple la ley de Lavoisier.

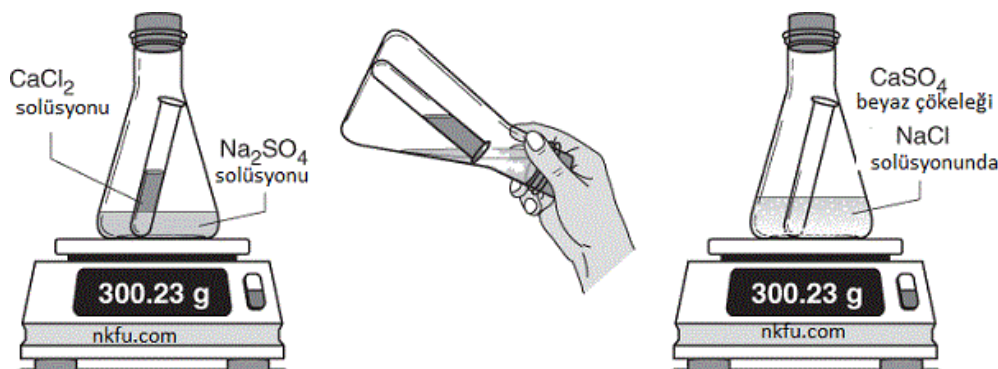


Imagen 6: La masa se conserva en una reacción química.

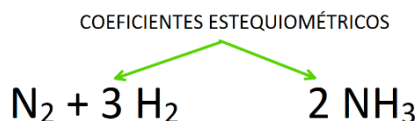
Fuente: nkfu Autor: Desconocido Licencia: Desconocida

1.4. Ajuste de ecuaciones químicas

En las reacciones químicas y, por lo tanto, en sus ecuaciones químicas se tiene que cumplir la Ley de conservación de la masa. Es decir, como una reacción química es un reagrupamiento de átomos debe haber el mismo número de átomos de cada elemento en los reactivos y en los productos. Si escribimos una ecuación química y no es así, tendremos que ajustar la ecuación.

Por ejemplo, la ecuación $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$ no está ajustada porque tenemos dos átomos de nitrógeno en el primer miembro y uno en el segundo y de hidrógeno, dos en el primero y tres en el segundo.

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 y en los productos. Estos coeficientes pueden ser números enteros o fraccionarios, ya que estos últimos se pueden eliminar multiplicándolos por el común denominador. Se prefiere que sean los números enteros menores posibles.



El coeficiente estequiométrico indica el número de moléculas o átomos de la sustancia, a la que precede, que intervienen en la reacción. Si solo hay una molécula o átomo el coeficiente 1 se omite. Por lo tanto, la ecuación anterior indica que una molécula de nitrógeno (N_2) reacciona con tres moléculas de hidrógeno (H_2) para formar dos moléculas de amoníaco (NH_3).

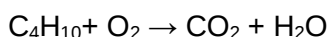
Muy importante, no se puede ajustar el número de átomos de un elemento cambiando el subíndice de este elemento en la fórmula en la que aparece (modificando su fórmula).

Para ajustar una reacción se puede hacer de varias formas:

a) **Método por "tanteo"**. Consiste en buscar coeficientes hasta conseguir el ajuste correcto. Para ajustar con este método se recomienda:

- Ajustar primero aquellos elementos que estén en un solo compuesto en ambos miembros.
- Cuando uno de los reactivos o productos sea un elemento libre se ajustará en último lugar.
- Normalmente, se dejan los átomos de hidrógeno y oxígeno para el final ya que están presentes en muchas sustancias.

Como ejemplo, ajustaremos paso a paso la reacción de combustión del butano. Una reacción de combustión es una reacción de una sustancia con el oxígeno (O₂). Si esa sustancia es un hidrocarburo; es decir, un compuesto formado por carbono e hidrógeno como el butano (C₄H₁₀), los productos de reacción serán dióxido de carbono (CO₂) y agua (H₂O). La ecuación química que representa la reacción de combustión del butano es la siguiente:



Cuando tengamos que utilizar una ecuación química, 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 en una molécula. Por ejemplo, como la fórmula del butano es C₄H₁₀, esto quiere decir que una molécula de butano está formada por 4 átomos de carbono y diez átomos de hidrógeno. Si solo hay un átomo de un elemento en una molécula no se pone ningún subíndice (el subíndice uno se omite). Por ejemplo, como la fórmula del dióxido de carbono es CO₂, las moléculas de este compuesto están formadas por un átomo de carbono y dos de oxígeno.

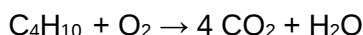
El número de átomos de oxígeno en el segundo miembro es tres, dos debidos a los átomos de oxígeno de la molécula de CO₂ y otro debido al de la molécula de H₂O (2+1 = 3). Por lo tanto, el número de átomos de cada elemento será el siguiente. Como se puede observar ningún elemento está ajustado.

REACTIVOS			PRODUCTOS		
C	H	O	C	H	O
4	10	2	1	2	3

Podemos ajustar el número de átomos de los distintos elementos en el orden que queramos, pero como comentamos antes, es mejor comenzar por aquellos que forman parte de un solo compuesto en los reactivos y en los productos. En nuestro caso, estos elementos son el C y el H. Dejaremos el ajuste de los átomos de oxígeno para el final, cuando ya tengamos ajustados los de carbono y de hidrógeno, ya que el oxígeno se encuentra presente en tres sustancias: oxígeno (O₂), dióxido de carbono (CO₂) y agua (H₂O). Además, el oxígeno en el primer miembro se encuentra como elemento (O₂).

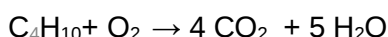
1) En primer lugar, ajustamos los átomos de carbono. En nuestro caso, hay cuatro átomos de carbono en los reactivos (C₄H₁₀) y un átomo de carbono en los productos (CO₂). Como vemos faltan átomos de carbono en el segundo miembro, para que también tengamos 4 átomos de carbono en los productos tendría que haber cuatro moléculas de CO₂ ya que cada molécula está constituida por un átomo de carbono y dos de oxígeno. Para conseguir esto, debemos poner el coeficiente 4 delante de la fórmula del CO₂. Para calcular el número total de átomos de cada elemento, se multiplica el coeficiente estequiométrico por el número de átomos de cada elemento que aparece

como subíndice en la fórmula. Por eso, el número de átomos de oxígeno en el segundo miembro es nueve ($4 \cdot 2 + 1 = 9$). Ocho debidos a las cuatro moléculas de CO_2 , puesto que cada molécula tiene 2 átomos de oxígeno más otro átomo debido a la molécula de agua, que solo contiene un átomo de oxígeno (H_2O).



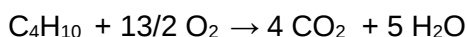
REACTIVOS			PRODUCTOS		
C	H	O	C	H	O
4	10	2	4	2	9

2) A continuación, ajustamos los átomos de hidrógeno. Como podemos ver en la tabla anterior, hay 10 átomos de hidrógeno en los reactivos (C_4H_{10}) y solo 2 átomos de hidrógeno en los productos (H_2O). Puesto que el número de átomos de hidrógeno es menor en los productos, para que también tengamos 10 átomos de hidrógeno en el segundo miembro, necesitamos 5 moléculas de agua ya que cada una tiene 2 átomos de hidrógeno, por lo que pondremos el coeficiente 5 delante del H_2O . De este modo, el número de átomos de hidrógeno en el segundo miembro es $5 \times 2 = 10$.



REACTIVOS			PRODUCTOS		
C	H	O	C	H	O
4	10	2	4	10	13

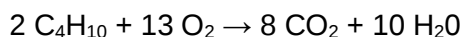
3) Por último, nos quedan por ajustar los átomos de oxígeno. Como se indica en la tabla anterior, hay 2 átomos de oxígeno en los reactivos (O_2) y 13 átomos en los productos (8 átomos debidos a las 4 moléculas de CO_2 y 5 átomos debidos a las 5 moléculas de H_2O). En este caso, hay menos átomos en los reactivos. Para tener 13 átomos de oxígeno también en los reactivos debemos tener la mitad de moléculas de oxígeno ($13/2$) ya que cada molécula de oxígeno está formada por dos átomos de oxígeno. Por lo tanto, pondremos el coeficiente $13/2$ delante del O_2 . Así, el número de átomos de oxígeno será $13/2 \cdot 2 = 13$.



Los coeficientes estequiométricos son estos, 1 (se omite), $13/2$, 4 y 5. Por último, comprobamos que con estos coeficientes todos los elementos están ajustados:

REACTIVOS			PRODUCTOS		
C	H	O	C	H	O
4	10	13	4	10	13

4) Aunque ya tenemos la ecuación ajustada. Como uno de los coeficientes es un número fraccionario ($13/2$) y se prefiere que los coeficientes sean números enteros, multiplicaremos todos los coeficientes por el denominador del coeficiente fraccionario para convertirlo en un número entero. En este caso, como es $13/2$ multiplicaremos todos los coeficientes por 2. De modo que la ecuación ajustada quedaría del siguiente modo:



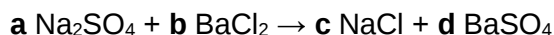
Como se puede comprobar la ecuación también quedaría ajustada.

REACTIVOS			PRODUCTOS		
C	H	O	C	H	O
8	20	26	8	20	26

b) **Método algebraico.** Los pasos a seguir son los siguientes:

- 1º) Se asigna una letra a cada coeficiente estequiométrico. Conviene asignarlas por orden alfabético de izquierda a derecha.
- 2º) 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.
- 3º) 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.
- 4º) Se asigna el valor 1 a la letra (incógnita) que queramos.
- 5º) Se resuelven el resto de las ecuaciones.
- 6º) 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: $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{BaSO}_4$

c) **Método del ión-electrón** (no se estudiará en este nivel).

EJERCICIO 2

Ajusta las siguientes ecuaciones químicas:

- a) $\text{H}_2\text{O} + \text{Na} \rightarrow \text{Na(OH)} + \text{H}_2$
- b) $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$
- c) $\text{BaO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}_2$
- d) $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$
- e) $\text{Ag}_2\text{SO}_4 + \text{NaCl} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{AgCl}$

1.5. 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: Dos o más sustancias reaccionan para dar otra más compleja.

Tienen la forma general: $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{AB}$

(A y B pueden representar elementos o compuestos y combinarse en una relación diferente a 1:1)

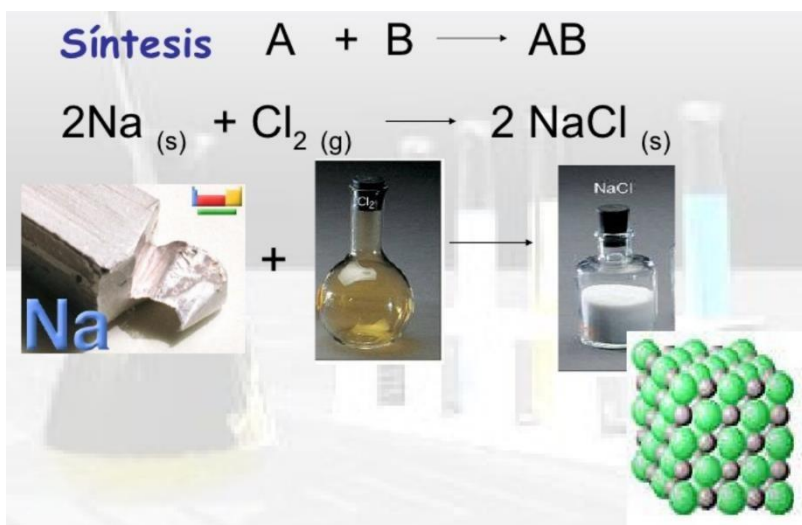


Imagen 7: Ejemplo de reacción de síntesis.

Fuente: [slidesharecdn](#)

Autor: Desconocido

Licencia: Desconocida

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) Descomposición: Es el proceso inverso del anterior. Una sustancia se descompone formando dos o más simples.

Su forma general es: $AB \rightarrow A + B$

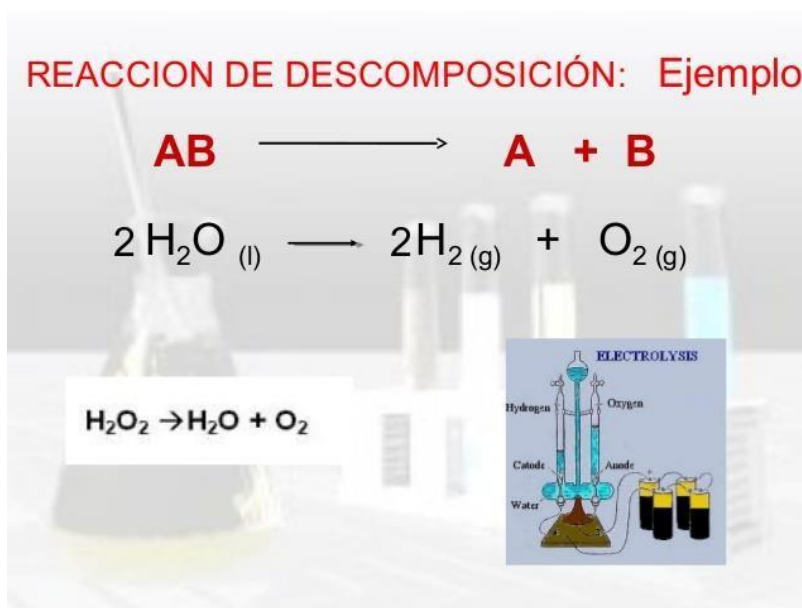


Imagen 8: Ejemplo de reacción de descomposición.

Fuente: [slidesharecdn](#) Autor: Desconocido Licencia: Desconocida

Ejemplos:

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

c) Desplazamiento o sustitución: Uno de los elementos de un compuesto es sustituido por otro elemento.

La ecuación general es: $AB + X \rightarrow XB + A$



Imagen 9: Ejemplo de reacción de sustitución simple.

Fuente: [slidesharecdn](https://slidesharecdn.com)

Autor: Desconocido

Licencia: Desconocida

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.

Su forma general es: $\text{AB} + \text{XY} \rightarrow \text{AY} + \text{XB}$

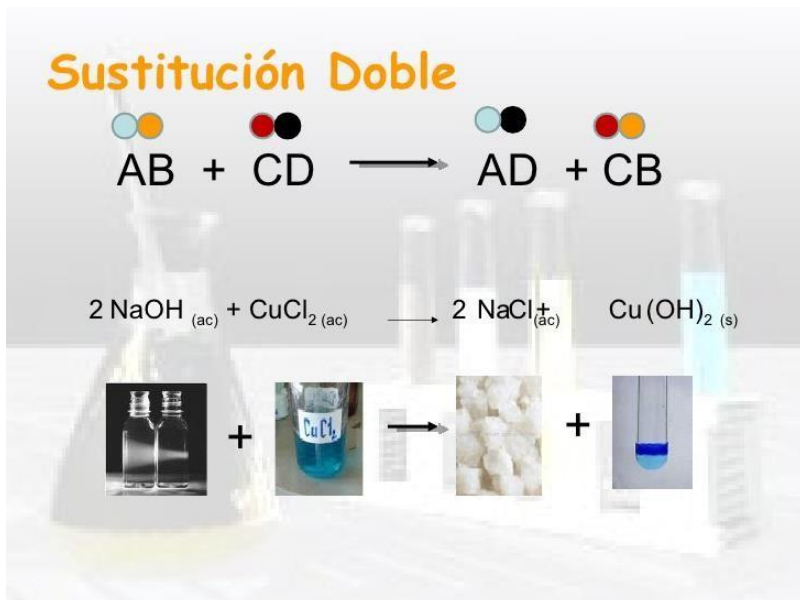


Imagen 10: Ejemplo de reacción de sustitución doble.

Fuente: [slidesharecdn](https://slidesharecdn.com)

Autor: Desconocido

Licencia: Desconocida

Ejemplos:

- $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{AgCl}$
- $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
- $2\text{HCl} + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$

1.6. Masa atómica, masa molecular y masa molar

La masa de un átomo es demasiado pequeña como para que resulte práctico expresarla en g o kg, incluso el átomo más pesado tiene una masa menor que $5 \cdot 10^{-22}$ gramos ($0,000000000000000000005$ g. Al ser los átomos tan pequeños no se pueden manipular de forma individual y determinar su masa en una balanza (masa atómica). Por eso, los químicos han establecido una escala de masas atómicas absolutas. Para ello, se creó una unidad de masa que coincidía con la doceava parte de la masa del átomo de C-12, y que se denominó u (o uma, iniciales de unidad de masa atómica). En esta escala, la masa de un átomo de hidrógeno (átomo más pequeño) es 1,008 u.

Para que esta unidad de masa sea útil es necesario relacionarla con otras unidades más utilizadas en el laboratorio (g, mg, kg, etc.). La relación en gramos (g) y uma (u) es la siguiente:

$$1 \text{ g} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ u}$$

Esta unidad es una unidad de masa igual que el g, el kg, el mg, etc. pero extremadamente más pequeña.

Utilizando esta unidad, la masa de un átomo de oxígeno = 15,99 u =

$$= 15,99 \text{ u} \cdot 1 \text{ g} / 6.022 \cdot 10^{23} \text{ u} = 2,655 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

La masa atómica absoluta de un elemento es la masa de un átomo de ese elemento expresada en u. Su valor se puede encontrar en el Sistema Periódico, en la casilla del elemento químico correspondiente. Por ejemplo, la masa atómica del hierro es 55,847 u.

EJERCICIO 3

¿Cuál es la masa de un átomo de los siguientes elementos expresada en u y g?

- a) Ca b) Zn c) Al d) C e) O

En un compuesto no puede hablarse de masa atómica, sino de masa molecular, que es la masa de una molécula y se calcula como la suma de las masas atómicas de los átomos que lo constituyen. Como ejemplo, hallaremos la masa molecular del agua:

$$\text{Masa molecular H}_2\text{O} = n^\circ \text{ átomos H} \cdot \text{masa atómica H} + n^\circ \text{ átomos O} \cdot \text{masa atómica O} \\ = 2 \cdot 1\text{u} + 1 \cdot 16 \text{ u} = 18 \text{ u}$$

ya que hay dos átomos de hidrógeno y la masa atómica del hidrógeno es 1 u y un átomo de oxígeno y su masa atómica es 16 u.

EJERCICIO 4

Calcula la masa molecular de las siguientes sustancias:

- hidróxido de sodio (NaOH)
- ácido nítrico (HNO₃)
- permanganato de calcio (Ca (MnO₄)₂)
- cloruro de magnesio (MgCl₂)
- cromato de aluminio (Al₂(CrO₄)₃)

EJERCICIO 5

¿Cuál es la masa en g de una molécula de cada una de las sustancias anteriores?

Las sustancias no reaccionan gramo a gramo, en cambio las moléculas o átomos se combinan según una relación de números enteros sencillos. Por lo tanto, para estudiar las reacciones químicas se podría pensar en utilizar como unidad el átomo cuando se trata de un elemento o la molécula si se trata de un compuesto. Pero, los átomos o moléculas no se pueden manipular individualmente debido a sus dimensiones tan reducidas, pues por pequeña que sea la cantidad que tomemos de cualquier sustancia, ésta contendrá un número enorme de partículas. Por lo tanto, para trabajar en el laboratorio resulta conveniente definir una unidad de cantidad de sustancia que contenga un número determinado de átomos o moléculas.

Esta unidad se denomina **MOL** y se define como la cantidad de sustancia que contiene tantas partículas (átomos, moléculas, iones, electrones, etc...) como átomos hay en 12 g de C-12.

Este número de partículas se llama número de Avogadro (N_A) y su valor es $6,022 \cdot 10^{23}$ (60220000000000000000000) por lo que el mol se puede definir como la cantidad de sustancia que contiene **$6,022 \cdot 10^{23}$ partículas**.

Es conveniente precisar si el mol se refiere a átomos, moléculas u otras entidades elementales. Por ejemplo, es ambiguo hablar de un mol de oxígeno, porque puede referirse o bien a un mol de átomos de oxígeno o bien a un mol de moléculas de oxígeno.

Si calculamos la masa de un mol de cualquier sustancia se llega a una importante conclusión:

“La masa de un mol de átomos (moléculas), es decir, de una cantidad de sustancia que contenga el número N_A de átomos (moléculas) de un elemento (compuesto) es igual a su masa atómica (molecular) expresada en gramos”.

Como ejemplo, hallaremos la masa de un mol de moléculas de agua. Para ello, multiplicaremos el número de moléculas que constituyen 1 mol (N_A) por la masa de una molécula de agua expresada en g.

La masa molecular del H_2O , como calculamos anteriormente es igual a 18 u. Es decir, una molécula de agua tiene una masa de 18 u, ahora expresaremos en g esa cantidad.

masa de 1 molécula H_2O = 18 u = 18u. $1g / 6,022 \cdot 10^{23} u = 2,99 \cdot 10^{-23} g = 0,00000000000000000000000299 g$.

Por lo tanto,

Masa de 1 mol de moléculas ($6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas) de H_2O = N_A moléculas H_2O . masa 1 molécula H_2O =

$$= 6,022 \cdot 10^{23} \cdot 2,99 \cdot 10^{-23} g = 18 g$$

Vemos que efectivamente la masa de una molécula y la masa de 1 mol de moléculas coinciden en el valor numérico pero se expresan en distintas unidades, la masa de una molécula en u y la masa de 1 mol de moléculas en g. Una molécula de agua tiene una masa de 18 u y un mol de moléculas de agua de 18 g.

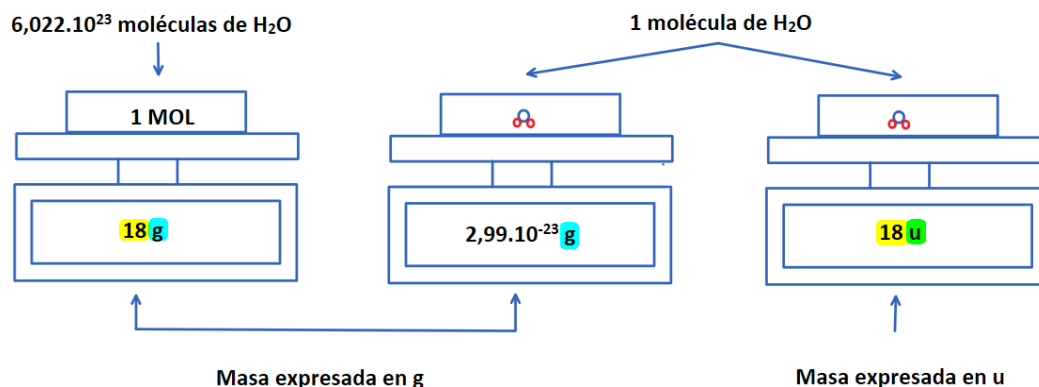


Imagen 11: Masas molecular y molar del agua.

Fuente: Elaboración propia.

A la masa de un mol de átomos o moléculas se le denomina Masa Molar y se expresa en g/mol. Para hallar la masa molar, se calcula la masa molecular a partir de las masas atómicas de los elementos que compongan esa sustancia y se expresa en g/mol.

Por ejemplo, Calcula la masa molar del ácido sulfúrico (H_2SO_4). Masas atómicas: H = 1 u, S = 32 u, O = 16 u

$$\text{Masa molecular } \text{H}_2\text{SO}_4 = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 32 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ u}$$

$$\text{Masa molar } \text{H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ g/mol}$$

Es decir, 1 mol de ácido sulfúrico tiene una masa igual a 98 g. Es decir, en 98 g de ácido sulfúrico tenemos $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de ácido sulfúrico.

IMPORTANTE: 1 mol de cualquier sustancia contiene el mismo número de partículas (N_A partículas = $6,022 \cdot 10^{23}$ partículas) pero no tiene la misma masa. Esta depende del valor de su masa molar.

Por ejemplo:

$6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de **H_2O** tienen una masa de 18 g y

$6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de **H_2SO_4** una masa de 98 g.

Esto es lógico, ya que la molécula de ácido sulfúrico tiene una masa mayor que la de agua.

EJERCICIO 6

Calcula la masa molar de las siguientes sustancias:

- ácido carbónico (H_2CO_3)
- cloruro de sodio (NaCl)
- hidróxido de aluminio ($\text{Al}(\text{OH})_3$)
- trióxido de azufre (SO_3)

e) carbonato de hierro (III) ($\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$)

Para determinar el número de moles de átomos o de moléculas que hay en una determinada cantidad (masa) de un elemento o compuesto, se utiliza la siguiente expresión:

$$n = \frac{m \text{ (g)}}{M \text{ molar (g/mol)}}$$

donde n = número de moles de átomos o moléculas de una sustancia.

m = masa de esa sustancia expresada en g.

Por ejemplo, calcula el número de moles que hay en 196 g de ácido sulfúrico (H_2SO_4)

$$n = \frac{m \text{ (g)}}{M \text{ molar (g/mol)}} = \frac{196 \text{ g}}{98 \text{ g/mol}} = 2 \text{ mol}$$

Masa molecular $\text{H}_2\text{SO}_4 = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 32 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ u}$

Masa molar $\text{H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ g/mol}$

EJERCICIO 7

Calcula el número de moles (n) que hay en 300 g de las siguientes sustancias:

- a) ácido carbónico (H_2CO_3)
- b) cloruro de sodio (NaCl)
- c) hidróxido de aluminio ($\text{Al}(\text{OH})_3$)
- d) trióxido de azufre (SO_3)
- e) carbonato de hierro (III) ($\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$)

Para determinar la masa (m) de un número determinado de moles de una sustancia, tenemos que multiplicar dicho número por la masa molar de esa sustancia, ya que la masa molar nos indica la masa que tiene un mol de una sustancia. Así, aplicaremos la siguiente fórmula:

$$m \text{ (g)} = n \text{ (mol)} \cdot \text{Masa molar (g/mol)}$$

Por ejemplo, calcula la masa que tienen 4 mol de ácido sulfúrico (H_2SO_4).

Masa molecular $\text{H}_2\text{SO}_4 = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ u}$.

Masa molar = 98 g/mol.

$m \text{ (g)} = n \text{ (mol)} \cdot \text{Masa molar (g/mol)} = 4 \text{ mol} \cdot 98 \text{ g/mol} = 392 \text{ g}$

EJERCICIO 8

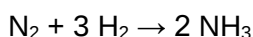
Calcula la masa de 2,5 mol de las siguientes sustancias:

- a) ácido carbónico (H_2CO_3)
- b) cloruro de sodio (NaCl)
- c) hidróxido de aluminio ($\text{Al}(\text{OH})_3$)
- d) trióxido de azufre (SO_3)
- e) carbonato de hierro (III) ($\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$)

1.7. 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. 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. 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. Así, por ejemplo, a partir de la ecuación ajustada de la síntesis de amoníaco (NH_3)



podemos deducir que 1 molécula de nitrógeno reacciona con 3 moléculas de hidrógeno para formar 2 moléculas de amoníaco.

Por lo tanto, 1 por el número de Avogadro (N_A) de moléculas de N_2 reaccionarán con 3 por el N_A de moléculas de H_2 para formar 2 por N_A de moléculas de amoníaco.

Como $1 \cdot N_A$ de moléculas es 1 mol de moléculas, $3 \cdot N_A$ de moléculas son 3 mol de moléculas y $2 \cdot N_A$ de moléculas son 2 mol de moléculas, también podemos decir que 1 mol de moléculas de N_2 reaccionan con 3 mol de moléculas de H_2 para formar 2 mol de moléculas de amoníaco.

Es decir los coeficientes estequiométricos también nos indican la proporción en moles en la que se encuentran las distintas sustancias que intervienen en una reacción química.

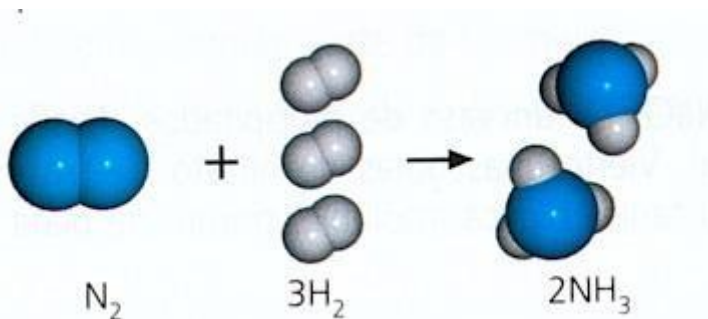


Imagen 12: Reacción de síntesis del amoníaco.

Fuente: [chemicalkids.galeon](http://chemicalkids.galeon.com) Autor: Desconocido Licencia: Desconocida

Cuando las sustancias son gases y se encuentran en las mismas condiciones de P y T, los coeficientes estequiométricos también nos indican la proporción en volumen. Por ejemplo, como en la reacción anterior todas las sustancias son gases, podemos decir que 1l de nitrógeno reacciona con 3l de hidrógeno para formar 2l de amoníaco.

a) Cálculos mol-mol

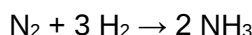
Este sería el ejercicio más sencillo de estequiometría.

EJEMPLO:

Calcula el número de moles de amoníaco que se obtienen a partir de 12 mol de hidrógeno.



Lo primero que hay que hacer es escribir la ecuación química ajustada, ya que ésta nos indica la proporción en moles en que se encuentran todas las sustancias que intervienen en la reacción.



Como queremos calcular el número de moles amoníaco que se obtienen a partir de 12 mol de hidrógeno, a partir de la ecuación química obtendremos la proporción en que se encuentran esas sustancias. Como podemos observar, a partir de 3 mol de hidrógeno se obtienen 2 mol de amoníaco (los coeficientes estequiométricos nos indican la proporción en que se encuentran las distintas sustancias).

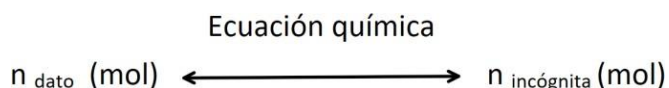
Por lo tanto, planteamos la siguiente proporción:

$$\frac{n \text{ amoníaco}}{12 \text{ mol hidrógeno}} = \frac{2 \text{ mol amoníaco}}{3 \text{ mol hidrógeno}}$$

Despejamos el n amoníaco

$$n \text{ amoníaco} = 12 \text{ mol hidrógeno} \times \frac{2 \text{ mol amoníaco}}{3 \text{ mol hidrógeno}} = 8 \text{ mol amoníaco}$$

Es decir, para resolver un ejercicio en el que nos piden n (número de moles) de una sustancia (incógnita) a partir de un número de moles conocido de otra sustancia (dato) tenemos que utilizar la relación molar obtenida a partir de la ecuación química y plantear una proporción.



EJERCICIO 9

Calcula los moles de agua (H₂O) que se obtienen a partir de 3,5 mol de oxígeno (O₂).



EJERCICIO 10

¿Cuántos moles de hidrógeno reaccionan con 6 moles de oxígeno?

EJERCICIO 11

Calcula los moles de oxígeno necesarios para obtener 5 mol de agua.

b) Cálculos mol-masa

EJEMPLO:

Calcula la masa de amoníaco que se obtienen a partir de 12 mol de hidrógeno.

Datos: A (N) = 14; A (H) = 1

12 mol H₂ → m amoníaco = ?

En este problema también nos piden la cantidad de amoníaco que se obtiene a partir de la misma cantidad de hidrógeno (12 mol) pero en lugar de la cantidad de amoníaco que se obtiene en moles nos pide su masa (g). Por lo tanto, tendremos que averiguar primero el número de moles como lo hicimos en el ejercicio anterior y después hallar la masa de ese número de moles.

1º)

$$\frac{n \text{ amoníaco}}{12 \text{ mol hidrógeno}} = \frac{2 \text{ mol amoníaco}}{3 \text{ mol hidrógeno}}$$

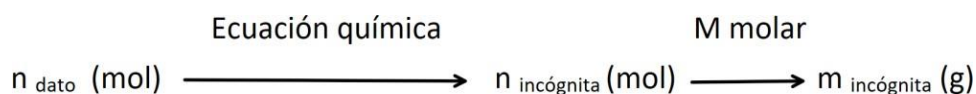
$$n \text{ amoníaco} = 12 \text{ mol hidrógeno} \times \frac{2 \text{ mol amoníaco}}{3 \text{ mol hidrógeno}} = 8 \text{ mol amoníaco}$$

2º) masa = n . M molar

Para hallar la masa tenemos que calcular la M molar

Masa molecular amoníaco = 14 + 3.1 = 17 u, luego la M molar = 17 g/mol

masa = n . M molar = 8 mol . 17 g/mol = 136 g amoníaco



EJERCICIO 12

Calcula la masa de agua que se obtiene a partir de 3,5 mol de oxígeno (O₂).

H₂ + O₂ → H₂O (ecuación química sin ajustar)

EJERCICIO 13

Calcula la masa de hidrógeno que reacciona con 6 mol de oxígeno.

EJERCICIO 14

Calcula la masa de agua que se obtiene a partir de 9 mol de hidrógeno (H₂).

c) Cálculos masa-masa

EJEMPLO:

Calcula la masa de amoníaco que se obtiene a partir de 24 g de hidrógeno.

Datos: A (N) = 14; A (H) = 1

24 g H₂ → m amoníaco = ?

1º) En primer lugar calculamos el n hidrógeno

$$n_{\text{hidrógeno}} = \frac{\text{masa (g)}}{M_{\text{molar}} \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right)} = \frac{24 \text{ g}}{2 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 12 \text{ mol hidrógeno}$$

Masa molecular $\text{H}_2 = 2 \cdot 1 = 2 \text{ u}$, luego la M molar es 2 g/mol

2º)

$$\frac{n_{\text{amoniaco}}}{12 \text{ mol hidrógeno}} = \frac{2 \text{ mol amoniaco}}{3 \text{ mol hidrógeno}}$$

$$n_{\text{amoniaco}} = 12 \text{ mol hidrógeno} \times \frac{2 \text{ mol amoniaco}}{3 \text{ mol hidrógeno}} = 8 \text{ mol amoniaco}$$

3º) masa = n . M molar

Para hallar la masa tenemos que calcular la M molar

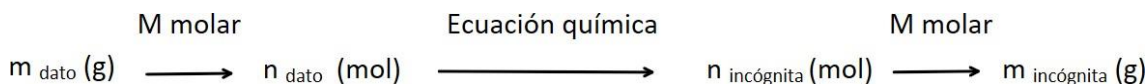
Masa molecular amoniaco = $14 + 3 \cdot 1 = 17 \text{ u}$, luego la M molar es 17 g/mol

masa = n . M molar = $8 \text{ mol} \cdot 17 \text{ g/mol} = 136 \text{ g amoniaco}$

Como podemos deducir a partir de estos tres ejercicios, en todo cálculo estequiométrico se deben dar los siguientes pasos:

- 1.- Si la cantidad de la sustancia (dato) a partir de la cuál queremos saber la cantidad de otra (incógnita) no está en moles, tendremos que calcular su número de moles (n dato).
- 2.- Mediante la ecuación química que nos proporciona la relación entre el n de todas las sustancias que intervienen en la reacción, se calculará mediante una proporción el n (número de moles) de la sustancia que nos pida el problema (incógnita).
- 3.- A partir del n de la sustancia incógnita se calculará la magnitud que nos pida el ejercicio: masa, nº de átomos o moléculas, volumen a unas determinadas presión y temperatura, etc.

Por ejemplo, en el ejercicio anterior tendríamos que seguir el siguiente esquema:



EJERCICIO 15

Calcula la masa de agua que se obtiene a partir de 40 g de hidrógeno.



EJERCICIO 16

Calcula la masa de oxígeno que reacciona con 10 g de hidrógeno.

EJERCICIO 17

Calcula la masa de oxígeno necesaria para obtener 36 g de agua.

2) Leyes de los gases

Cualquier muestra dada de un gas puede describirse en función de cuatro propiedades fundamentales: masa, volumen, presión y temperatura. La investigación de estas propiedades con el aire condujo a establecer relaciones cuantitativas entre ellas, válidas para todos los gases. Vamos a recordar las unidades que se utilizan para estas magnitudes.

Propiedad Macroscópica	Unidad	Propiedad Microscópica
Presión (P)	- Pa (SI) ----- Pascal - mm Hg - atm 1 atm= 101300 pa = 760 mm Hg	La presión está relacionada con el número de choques y la fuerza de estos entre las partículas que forman el gas y las paredes del recipiente
Temperatura (T)	- T absoluta Kelvin, K (SI) ° C $T(K) = T(^{\circ}C) + 273$	La temperatura está relacionada con el estado de agitación de las partículas.
Volumen (V)	- m³ (SI) - l ----- 1l = 1 dm³ = 1000 ml	Partículas separadas ocupando todo el recipiente

Imagen 20: Propiedades para describir un gas.

Fuente: Slideplayer Autor: Desconocido Licencia: Desconocida
<https://slideplayer.es/slide/8838102/>

PRESIÓN

En el sistema internacional (S.I.) se mide en pascales (Pa), equivale a aplicar una fuerza de un Newton sobre una superficie de un metro cuadrado. Cuando se trabaja con gases se suele emplear como unidad la atmósfera (atm), que es la presión que ejerce la atmósfera a nivel del mar y que equivale a 101300 Pa. El pascal es una unidad muy pequeña, así que se han definido otras mayores y que se emplean en distintas ciencias. En meteorología, en la que es importante la presión, ya que dependiendo de ella cambiará el tiempo y hará más o menos frío y habrá mayor o menor posibilidad de lluvia, la presión se mide en bares (b) o milibares (mb). Finalmente, por razones históricas, a veces se mide la presión en milímetros de mercurio (mmHg).

En 1644, Torricelli fue el primero en medir la presión atmosférica realizando la experiencia que se observa en la siguiente imagen (Experiencia de Torricelli). De este modo, demostró

que la presión atmosférica equivale a la presión ejercida por una columna de mercurio de 760 mm de altura. Esta experiencia permite definir una nueva unidad de presión, la atmósfera (atm), equivalente a la presión que ejerce una columna de mercurio de 760 mm de altura. De ahí, que también se utilice como unidad de presión el mmHg.

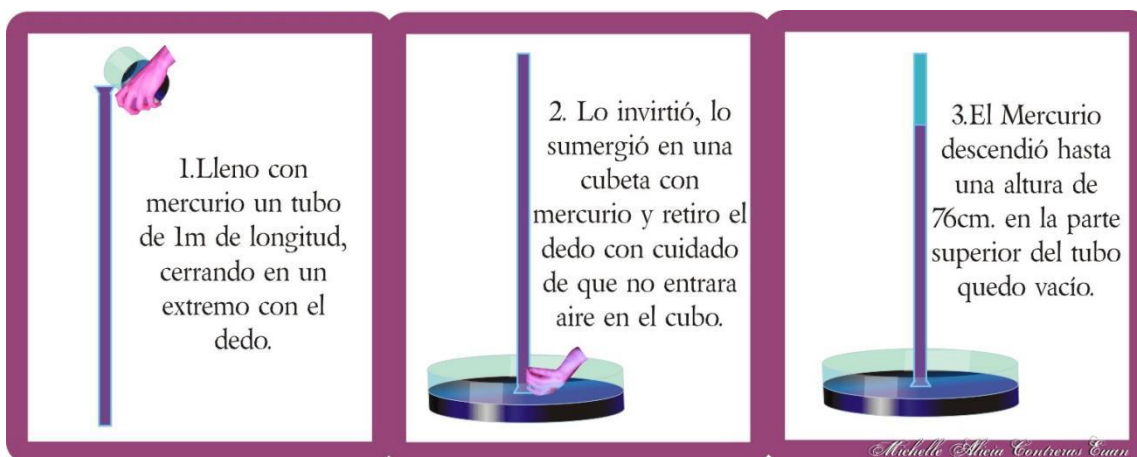


Imagen 21: Experiencia de Torricelli

Fuente: QuimicaEDJ Autor: Desconocido Licencia: Desconocida
<https://sites.google.com/site/quimicaiedj/Home/gases>

La equivalencia entre todas las unidades es:

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg} = 1013 \text{ mb} = 1,013 \text{ bar} = 101300 \text{ Pa}$$

TEMPERATURA

La temperatura no se expresa en la escala Celsius o Centígrada, sino en la escala Kelvin o escala absoluta. Es en esta escala de temperatura en la que deberemos medir siempre la temperatura de un gas. Debe observarse que, por convenio, el signo de grado (°) no se utiliza cuando se expresan las temperaturas en la escala Kelvin. La unidad en la escala absoluta es el Kelvin (K) y una temperatura tal como 100 K se lee como "cien Kelvins".

Para convertir ambas temperaturas, tenemos que tener en cuenta que:

$$T \text{ (K)} = t \text{ (°C)} + 273 \quad \text{y} \quad t \text{ (°C)} = T \text{ (K)} - 273$$

Para pasar de una escala a otra basta sumar o restar 273. Así, 100°C serán 100 + 273 = 373K y 500K serán 500 - 273 = 227°C

VOLUMEN

Aunque en el Sistema Internacional el volumen se mida en m³ (metros cúbicos), cuando se trata de gases el volumen se expresa en litros (l). También se utiliza bastante el cm³. Las equivalencias entre estas unidades son:

$$1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ l}$$

$$1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ ml}$$

$$1 \text{ l} = 1 \text{ dm}^3 = 1000 \text{ cm}^3$$

Ejercicio 18

La siguiente lista de temperaturas esta expresada en Kelvin y en grados Celsius, empareja aquellas que hagan referencia al mismo valor.

a) 37°C	1) 298K
b) 0°C	2) 310K
c) -273°C	3) 0K
d) 25°C	4) 383K
e) 110°C	5) 273K

Ejercicio 19

Expresa en atm las siguientes presiones:

- a) 400 mmHg
- b) 1000 mmHg

Ejercicio 20

Expresa en mmHg las siguientes presiones:

- a) 2,34 atm
- b) 0,57 atm

Ejercicio 21

Expresa en l los siguientes volúmenes:

- a) 250 cm³
- b) 1850 cm³

Ejercicio 22

Expresa en cm³ los siguientes volúmenes:

- a) 2 l
- b) 0,5 l

2.1) Ley de Boyle-Mariotte

En 1.662, el químico inglés Robert Boyle estudió los efectos de la presión sobre el volumen de aire. Observó que cuando duplicaba la presión el volumen de aire se reducía a la mitad; si la presión se multiplica por cuatro el volumen se reducía a la cuarta parte de su valor original, etc. Esta relación es válida para cualquier gas.

La **ley de Boyle-Mariotte** establece lo siguiente:

"Para una determinada masa de gas el volumen es inversamente proporcional a la presión ejercida, si la temperatura se mantiene constante".

$V = \text{constante} / P$ (para m y T constantes).

Se puede enunciar también de la siguiente forma:

"Para una misma masa de un gas a temperatura constante el producto del volumen del gas por la presión que ejerce es constante".

$P \cdot V = \text{constante}$ (para m y T constantes).

Una forma conveniente de escribir la ley de Boyle para comparar la misma muestra de gas, a temperatura constante, bajo diferentes condiciones de presión y volumen, es:

$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$ (para m y T constantes).

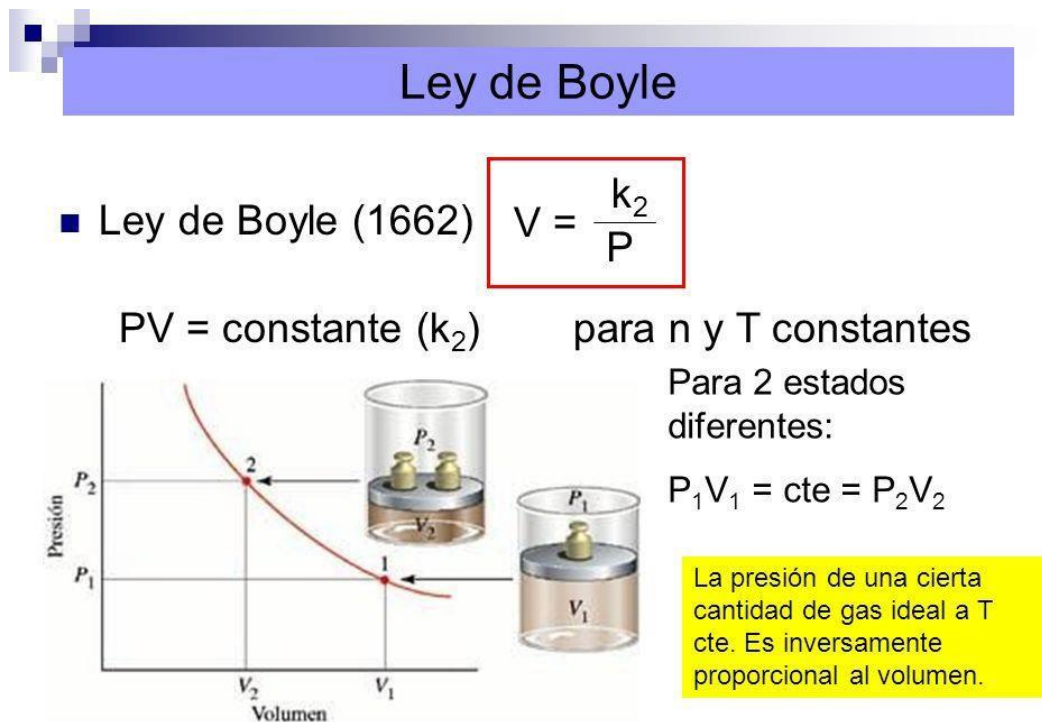


Imagen 21: Ley de Boyle-Mariotte.

Fuente: slideplayer.es Autor: Desconocido Licencia: Desconocida
<https://slideplayer.es/slide/3527082/>

El hecho de que un gas es compresible repercute en su densidad; cuanto más se comprime tanto más denso se hace. Ello es debido a que el mismo número de moléculas y la misma masa ocupan un volumen menor. Por ejemplo, el aire que se encuentra directamente sobre la superficie de la tierra está comprimido por la masa de aire que se encuentra sobre él; por tanto, cuanto mayor es la altura menos comprimido está el aire. El resultado es que la densidad y la presión del aire decrecen conforme aumenta la altitud. Así, a nivel del mar es

de 1 atm, y a 2.500 m (en las Montañas Rocosas) la presión es de sólo 0,75 atm y a 8.000 m (en el Himalaya, donde están las cimas más altas del mundo) la presión atmosférica es de únicamente 0,47 atm.

Ejemplo: Un sistema a temperatura constante sometido a una presión de 1 atm. ocupa un volumen de 3 l. Si aumentamos su presión hasta 2 atm. ¿Qué volumen ocupará ahora el sistema?

$$P_1 = 1 \text{ atm} \quad P_2 = 2 \text{ atm}$$

$$V_1 = 3 \text{ l} \quad V_2 = ?$$

Aplicamos la Ley de Boyle-Mariotte $P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$

$$1 \text{ atm} \cdot 3 \text{ l} = 2 \text{ atm} \cdot V_2$$

$$V_2 = 1 \cdot 3 / 2 = 3 / 2 = 1'5 \text{ l.}$$

Ejercicio 23

4 litros de un gas están a una presión de 600mmHg ¿Cuál será su nuevo volumen cuando la presión aumente hasta 800mmHg?

Ejercicio 24

En un rifle de aire comprimido se logran encerrar 150 cm³ de aire que se encontraban a presión normal y que ahora pasan a ocupar un volumen a 25cm³. ¿Qué presión ejerce el aire?

2.2) Charles y Gay-Lussac

Unos cien años después del trabajo de Boyle, Charles y Gay-Lussac investigaban el efecto que produce en el volumen el cambio de la temperatura de una cantidad dada de aire para la que la presión se mantuviera constante. Encontraron que el gas se expandía al calentarse.

Cuando la temperatura se expresa en la escala absoluta el volumen de un gas resulta directamente proporcional a la temperatura, lo que no se cumple si la temperatura se mide en la escala Celsius. Esta expresión se resume en la Ley de Charles y Gay-Lussac:

"Para una determinada cantidad (masa) de un gas que se mantiene a presión constante, el volumen es proporcional a su temperatura en la escala Kelvin".

$V = \text{constante} \cdot T$ (para P y m constantes)

$V / T = \text{constante}$ (para P y m constantes)

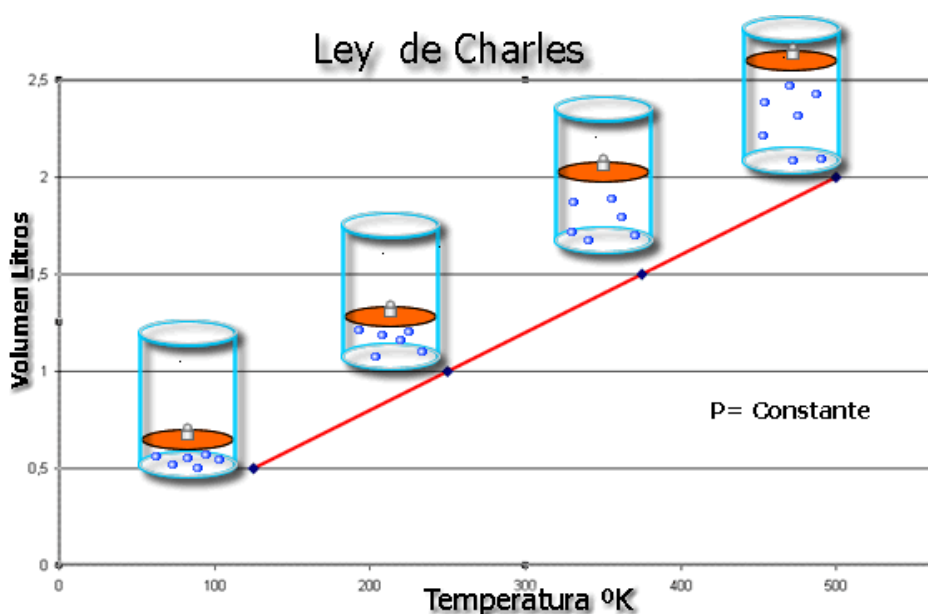


Imagen 22: Ley de Charles y Gay-Lussac

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

Una forma conveniente de escribir la ley de Charles y Gay-Lussac para comparar la misma muestra de gas, a presión constante, bajo diferentes condiciones de volumen y temperatura, es:

$$V_1 / T_1 = V_2 / T_2 \quad (\text{para } P \text{ y } m \text{ constantes})$$

Puesto que el volumen de un gas depende tanto de la presión como de la temperatura, decir que una cierta muestra de gas ocupa un volumen concreto no resulta suficiente, la presión y la temperatura también deben ser especificadas. Para que las comparaciones resulten más sencillas, lo que se suele hacer es referir el volumen de una muestra dada de un gas a 0 °C (273 K) y 1 atm; estas condiciones son conocidas como **condiciones normales** (lo que se suele abreviar como **c.n.**).

Ejemplo: Un gas a presión constante, ocupa un volumen de 2 l cuando su temperatura es de 25 °C. Si aumentamos su temperatura hasta 30 °C, ¿Cuál será el volumen que ocupe el gas?

Primero pasamos las temperaturas a temperaturas absolutas.

$$T_1 = 25 + 273 = 298 \text{ K y } T_2 = 30 + 273 = 303 \text{ K}$$

$$V_1 = 2 \text{ l} \quad V_2 = ?$$

Aplicamos la Ley de Charles y Gay-Lussac

$$V_1 / T_1 = V_2 / T_2$$

$$2 \text{ l} / 298 \text{ K} = V_2 / 303 \text{ K}$$

$$V_2 = 303 \text{ K} \cdot 2 \text{ l} / 298 \text{ K} = 2.03 \text{ l.}$$

Ejercicio 25.

Un gas tiene un volumen de 2.5 L a 25 °C. ¿Cuál será su nuevo volumen si bajamos la temperatura a 10 °C?

Ejercicio 26

Una cierta cantidad de gas, que ocupa un volumen de 1L a la temperatura de 100°C y a 760mmHg de presión, se calienta hasta 150°C manteniendo la presión constante. ¿Qué volumen ocupará en estas últimas condiciones?

2.3) Ley de Gay-Lussac

Gay-Lussac también estudió el efecto que produce en la presión el cambio de la temperatura de una cantidad dada de aire manteniendo el volumen constante. Encontró que la presión del gas aumentaba uniformemente al calentarse.

Si la temperatura se expresa en K, se observa que la presión es directamente proporcional a la temperatura absoluta. Por lo tanto, la ley de Gay-Lussac establece que

"Para una determinada cantidad (masa) de un gas que se mantiene a volumen constante, la presión es proporcional a su temperatura en la escala Kelvin".

$P = \text{constante} \cdot T$ (para V y m constantes)

$P/T = \text{constante}$ (para V y m constantes)

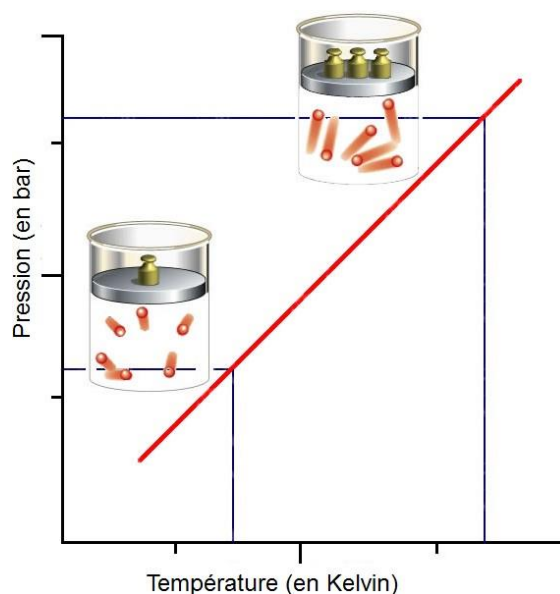


Imagen 23: Ley de Gay-Lussac

Fuente: alloprof Autor: Desconocido Fuente: Desconocida

<http://www.alloprof.qc.ca/BV/pages/c1055.aspx>

Para la misma muestra de gas, a volumen constante, bajo diferentes condiciones de presión y temperatura:

$$P_1 / T_1 = P_2 / T_2 \quad (\text{para } V \text{ y } m \text{ constantes})$$

Esta ley explica por qué la presión de las ruedas de un coche ha de medirse cuando el vehículo apenas ha circulado, ya que cuando recorre un camino, los neumáticos se calientan y aumenta su presión. Así, unas ruedas cuya presión sea de 1.9 atm a 20 °C, tras circular el coche y calentarse hasta los 50 °C, tendrá una presión de 2.095 atm.

Ejemplo: Un sistema con volumen constante está sometido a una presión de 2 atm cuando su temperatura es de 25 °C. Si aumentamos su temperatura hasta 30 °C, ¿Cuál será la nueva presión a que está sometido el sistema?

$$T_1 = 25 + 273 = 298\text{K}$$

$$T_2 = 30 + 273 = 303\text{K}$$

$$P_1 = 2 \text{ atm}$$

$$P_1 / T_1 = P_2 / T_2$$

$$2 \text{ atm} / 298 \text{ K} = P_2 / 303 \text{ K}$$

$$P_2 = 303 \text{ K} \cdot 2 \text{ atm} / 298 \text{ K} = 2'03 \text{ atm}$$

La **olla a presión** es un recipiente hermético para cocinar que no permite la salida de aire o líquido por debajo de una presión establecida. Debido a que el punto de ebullición del agua aumenta cuando se incrementa la presión, la presión dentro de la olla permite subir la temperatura de ebullición por encima de 100 °C (212 °F), en concreto hasta unos 130 °C. La temperatura más alta hace que los alimentos se cocinen más rápidamente llegando a dividirse los tiempos de cocción tradicionales entre tres o cuatro.



Imagen 24: Aplicación de la Ley de Gay-Lussac

Fuente: image.slidesharecdn Autor: Desconocido Licencia: Desconocida
<https://es.slideshare.net/Pamen2009/leyes-de-los-gases-6976716>

Ejercicio 27

Cierto volumen de un gas se encuentra a una presión de 970 mmHg cuando su temperatura es de 25°C. ¿A qué temperatura deberá estar para que su presión sea 760 mmHg?

Ejercicio 28

Una masa gaseosa ocupa un volumen de 250cm³ cuando su temperatura es de -5°C y la presión 740mmHg. ¿Qué presión ejercerá esa masa gaseosa si, manteniendo constante el volumen, la temperatura se eleva a 27°C?

2.4) Ley de los gases ideales

Si combinamos las leyes vistas anteriormente:

$P \cdot V = \text{constante}$ (para T y m constantes): **Ley de Boyle**

$V / T = \text{constante}$ (para P y m constantes): **Ley de Charles y Gay-Lussac**

$P / T = \text{constante}$ (para V y m constantes): **Ley de Gay-Lussac**

se obtiene la ecuación conocida como **ecuación general de los gases ideales**:

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

donde **R** es una constante denominada **constante de los gases**. Si la presión se expresa en atmósferas, el volumen en litros y la temperatura en K, el valor de R es de 0,082 atm.l/mol.K, mientras que en el S.I. el valor de $R = 8,3 \text{ J / mol .K}$

Para una cantidad determinada de gas, la ley de los gases ideales puede expresarse también en función de las condiciones iniciales y las finales:

$$P_1 \cdot V_1 / T_1 = P_2 \cdot V_2 / T_2 = \text{constante}$$

La ecuación de los **gases ideales**, se cumple estrictamente para los llamados gases ideales: gases hipotéticos en los que el tamaño de las moléculas es absolutamente despreciable frente a la distancia existente entre las moléculas (volumen nulo) y en el que además no existieran fuerzas intermoleculares. Sin embargo, el comportamiento de los gases reales difiere ligeramente del ideal a causa del tamaño de las moléculas y también porque existen fuerzas intermoleculares. No obstante, para todos los cálculos que se efectúan normalmente, puede suponerse que los gases reales se comportan como se fueran ideales. La ecuación de los gases ideales se aplica con bastante exactitud a todos los gases cuando se encuentran a presiones muy bajas y temperaturas elevadas, es decir, cuando las moléculas están muy alejadas unas de otras y se desplazan con velocidades elevadas. Sigue siendo una buena aproximación bajo la mayoría de las condiciones posibles, pero se hace menos exacta cuando las presiones son muy elevadas y las temperaturas muy bajas. A presiones muy elevadas ya no se puede seguir considerando despreciable el volumen de las moléculas frente a las distancias intermoleculares. Por tanto, el volumen de un gas resulta ser algo mayor que lo esperado de acuerdo con la ley de Boyle. A temperaturas muy bajas las moléculas se mueven lentamente y su energía cinética es pequeña. Entonces, incluso fuerzas intermoleculares débiles hacen que las moléculas se mantengan unidas en cierta medida y el volumen del gas es algo menor que el predicho por la ley de Charles.

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

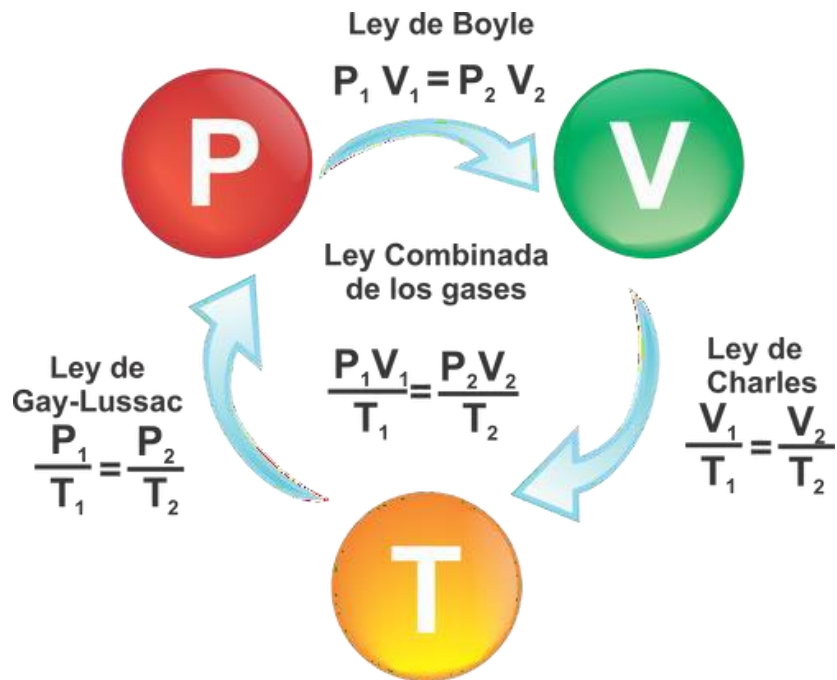


Imagen 25: Leyes de los gases ideales

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

Ejercicio 29

Un gas, a temperatura constante, ocupa un volumen de 50 l a la presión de 2 atm.

¿Qué volumen ocupará si duplicamos la presión?

Ejercicio 30

Al calentar un recipiente que estaba a 300 K, la presión del gas que contiene pasa de 2 a 10 atm. ¿Hasta qué temperatura se ha calentado?

Ejercicio 31

Manteniendo constante la presión, se ha duplicado el volumen del gas.

¿Qué le habrá pasado a su temperatura?

Ejercicio 32

¿Qué volumen ocuparán 2 moles de gas a 5 atm de presión y a una temperatura de 500 K?

Ejercicio 33

¿Qué presión ejercerán 2 moles de gas si ocupan 10 l a una temperatura de 300 K?

Ejercicio 34

A una presión de 2026 mb y una temperatura de 0 °C, un gas ocupa un volumen de 5 l. ¿Cuántos moles de gas hay presentes?

Ejercicio 35

Un gas ocupa un volumen de 500 ml a 45°C y a una presión de 260 mm Hg. Se comprime dentro de un recipiente de 400 ml y alcanza una presión de 380 mm Hg.

¿Cuál será su temperatura final?

TAREAS del TEMA 2. MÓDULO 4

❖ SOBRE REACCIONES QUÍMICAS:

1) Ajusta la siguiente ecuación: "a" $\text{B}_{10}\text{H}_{18}$ + "b" O_2 $\longrightarrow$ "c" B_2O_3 + "d" H_2O

2) Ajusta la siguiente ecuación: "a" $\text{C}_6\text{H}_{14}\text{O}$ + "b" O_2 $\longrightarrow$ "c" CO_2 + "d" H_2O

3) Ajusta la siguiente ecuación: "a" Al + "b" Cr_2O_3 $\longrightarrow$ "c" Al_2O_3 + "d" Cr

4) Convierta lo siguiente en una ecuación química ajustada:

Hidrógeno gaseoso reacciona con monóxido de carbono para formar metanol (CH_3OH).

5) Ajusta la siguiente ecuación: "a" Mg_3N_2 + "b" H_2O $\longrightarrow$ "c" $\text{Mg}(\text{OH})_2$ + "d" NH_3

6) Ajusta la siguiente ecuación e indique si se trata de una reacción de combustión, de combinación o de descomposición:

"a" H_2O_2 + "b" SO_2 $\longrightarrow$ "c" H_2SO_4

7) Ajusta la siguiente ecuación e indique si se trata de una reacción de combustión, de combinación o de descomposición: "a" Li + "b" N_2 $\longrightarrow$ "c" Li_3N

8) ¿Cuál es el coeficiente del HCl cuando la ecuación siguiente está ajustada correctamente?

$\text{CaCO}_3 (\text{s}) + \text{HCl} (\text{aq}) \longrightarrow \text{CaCl}_2 (\text{aq}) + \text{CO}_2 (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l})$

9) Los coeficientes que se necesitan para ajustar correctamente la ecuación siguiente son: $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{Na}_2\text{S} \longrightarrow \text{Al}_2\text{S}_3 + \text{NaNO}_3$

10) Escriba la ecuación ajustada de la reacción que se produce cuando se calienta nitrato de potasio (KNO_3) sólido y éste se descompone para formar nitrito de potasio (KNO_2) sólido y oxígeno gaseoso (O_2).

❖ **SOBRE MOLES:**

1) ¿Cuál es la masa molecular y molar del óxido de azufre cuya fórmula es SO_2 ? La masa atómica del azufre (S) es 32 y la masa atómica del oxígeno (O) es 16 (Recuerda la masa molecular es igual a la molar, solo cambia la unidad la molecular se mide en umas y la molar en gramos)

2) ¿Cuántos moles de carbonato cálcico CaCO_3 hay en 300 gramos de dicha sustancia? Masa del Ca= 40; C= 12 y O=16 (Para calcularlo tienes que calcular la masa de un mol de esa sustancia)

3) ¿Cuál es la masa molecular y molar del óxido de hierro cuya fórmula es Fe_2O_3 ? ¿Cuántos moles de Fe_2O_3 hay en 270 gramos de dicho óxido? Masa del Fe= 56; O=16.

4) ¿Cuántos moles son 20 gramos de cobalto? Masa atómica del Co = 59

5) Indica cuántos gramos son 5 moles de potasio (K).Masa atómica del K = 39

6) ¿Cuántos gramos serán 2 moles de hidróxido sódico (NaOH)?

Masas atómicas: Na = 23 , O = 16, H = 1

7) ¿Cual será la masa de un mol de agua (H_2O)? O = 16, H = 1

8) Fíjate bien y responde

¿Cuántos moléculas de agua (H_2O) hay en un mol?

¿Cuántos átomos de hidrogeno (H) hay en un mol de agua?

¿Cuántos átomos de oxigeno (O) hay en un mol de agua?

9) ¿Cuántos gramos hay en 7 moles de agua cuya fórmula es H_2O ?

10) ¿Qué es un mol?

11) ¿Qué dice la ley de Lavoisier?

12) Dada la siguiente reacción ajustada $2\text{C}_2\text{H}_6 + 7\text{O}_2 \longrightarrow 4\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$.Sabiendo que la masa del C=12; H=1; O=16Contesta las siguientes preguntas:

- a) ¿Cuántos gramos de agua (H_2O) se forman con 80 g de C_2H_6 ?
- b) ¿Cuántos moles de C_2H_6 hay en 80g?
- c) ¿Cuántos moles de agua se forman con 80g de C_2H_6 ?
- d) Comprueba que se cumple la ley de Lavoisier

❖ SOBRE GASES:

13.- La presión se puede medir en distintas unidades: pascales, mmHg y atmósferas.

La equivalencia entre estas unidades es:

1 atm= 101.300 Pa = 760 mmHg

Realiza los siguientes cambios de unidades de presión:

- a) 1560 mmHg a pascales.
- b) 1,4 atm a pascales.
- c) 1,6 atm a mmHg.

14.- Indica qué ocurre:

- a) A la presión de un gas si reducimos su volumen a la mitad, manteniendo invariable su temperatura.
- b) Al volumen de un gas si su temperatura, expresada en Kelvin, se hace el doble, en un proceso isobárico (a presión constante).
- c) A la presión de un gas si su temperatura, expresada en Kelvin, se hace el doble, en un proceso isócoro (a volumen constante).

15.- Indica qué nombre recibe el cambio de estado que ocurre cuando:

- a) El agua de un charco desaparece.
- b) Aparece agua líquida sobre las hojas de las plantas cuando de noche hace frío.
- c) Se derrite la nieve.
- d) Desaparecen las pastillas antipolillas.
- e) Hervimos agua.
- f) Se congela el agua de una botella introducida en el congelador.

16.- En un experimento un gas ideal con 25 m^3 de volumen y presión de 1,5 atm, fue sometido a una presión de 4 atm, manteniéndose a una temperatura constante. ¿Qué volumen ocupará?

17.- Los neumáticos de un coche deben estar, a 20°C , a una presión de 1,8 atm. Con el movimiento, se calientan hasta 50°C , pasando su volumen de 50 a 50,5 litros. ¿Cuál será la presión del neumático tras la marcha?

18.- Un globo de aire caliente tiene un volumen de 500 m^3 a la presión atmosférica normal (1 atm) y una temperatura del aire de 40°C . Cuando está en ascensión, la presión es de 0,8 atm y con el quemador de gas aumentamos la temperatura hasta los 70°C . ¿cuál será el nuevo volumen?

19.- Tenemos un gas contenido en un recipiente cerrado e indeformable (no podemos modificar su volumen) Cuando su temperatura es de 0°C , su presión es 1,4 atm. Calcula el valor que adquiere su presión cuando aumenta su temperatura hasta 25°C .

20.- Tenemos 20 litros de gas oxígeno a 20°C . Si su presión se mantiene constante, calcula su nueva temperatura si el volumen se reduce a 15 litros.

21.- Un recipiente contiene 100 l de O₂ a 20°C. Calcula: a) la presión del O₂, sabiendo que su masa es de 3,43 kg. b) El volumen que ocupará esa cantidad de gas en c.n.

22.- Calcula el volumen de 6,4 moles de un gas a 210°C sometido a 3 atmósferas de presión.

23.- Un gas ocupa un recipiente de 1,5 litros de volumen constante a 50°C y 550 mmHg. ¿A qué temperatura en °C llegará el gas si aumenta la presión interna hasta 770 mmHg?

24.- El volumen de una muestra de oxígeno es 2.5 litros a 50°C ¿Qué volumen ocupará el gas a 25°C, si la presión permanece constante?

AUTOEVALUACIÓN TEMA 2 MÓDULO 4

1. Ajusta la siguiente ecuación: $\text{HCl} + \text{MnO}_2 \leftrightarrow \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$

- a) $4 \text{HCl} + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$
- b) $4 \text{HCl} + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$
- c) $2 \text{HCl} + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{Cl}_2$

2. Ajusta la siguiente ecuación: $\text{FeS}_2 \leftrightarrow \text{Fe}_3\text{S}_4 + \text{S}_2$

- a) $2 \text{FeS}_2 \rightarrow 2 \text{Fe}_3\text{S}_4 + \text{S}_2$
- b) $3 \text{FeS}_2 \rightarrow \text{Fe}_3\text{S}_4 + 3 \text{S}_2$
- c) $3 \text{FeS}_2 \rightarrow \text{Fe}_3\text{S}_4 + \text{S}_2$

3. ¿Cuál es la masa de un átomo de Na en u?

- a) 11 u
- b) 23 u
- c) 13 u

4. ¿Cuál es la masa de un átomo de Na en g?

- a) $1,83 \cdot 10^{-23} \text{ g}$
- b) $5,4 \cdot 10^{23} \text{ g}$
- c) $3,82 \cdot 10^{-23} \text{ g}$

5. Calcula la masa molecular del carbonato de aluminio (Al₂(CO₃)₃). Masas

atómicas: Al = 27, C = 12, O = 16.

- a) 234 u
- b) 468 u
- d) 210 u

6. Calcula la masa molar del ácido clorhídrico (HCl).

Masas atómicas: H = 1, Cl = 35,5

- a) 36,5 u
- b) 36,5 g
- c) 18,3 g

7. Calcula el número de moles (n) que hay en 110 g de dióxido de carbono (CO₂). Masas

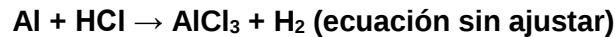
atómicas: C = 12, O = 16.

- a) 44 mol
- b) 2,5 mol
- c) 2 mol

8. Calcula la masa de 4 mol de hidróxido de magnesio ($\text{Mg}(\text{OH})_2$). Masas atómicas: $\text{Mg} = 24$, $\text{O} = 16$, $\text{H} = 1$.

- a) 232 g
- b) 58 g
- c) 164 g

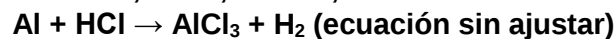
9. ¿Cuántos moles (n) de hidrógeno (H_2) se obtienen a partir de 3 mol de aluminio (Al)?



- a) 1,5 mol
- b) 3 mol
- c) 4,5 mol

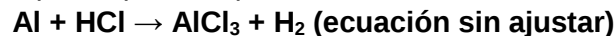
10. ¿Qué masa (g) de tricloruro de aluminio se obtiene a partir de 9 mol de ácidoclorhídrico (HCl)?

Masas atómicas: $\text{Al} = 27$, $\text{H} = 1$, $\text{Cl} = 35,5$.



- a) 133,5 g
- b) 1201,5 g
- c) 400,5 g

11. ¿Qué masa de Al es necesaria para obtener 60 g hidrógeno (H_2)? Masas atómicas: $\text{Al} = 27$, $\text{H} = 1$, $\text{Cl} = 35,5$.



- a) 20 g
- b) 540 g
- c) 810 g
- d) A más de 200 °C

12.- Al duplicar la temperatura de un gas, manteniendo la P y la masa de gas constante

- | | |
|-------------------------------------|------------------------------------|
| a) El volumen se duplica. | d) El volumen permanece constante. |
| b) El volumen se triplica. | |
| c) El volumen se reduce a la mitad. | |

13.- El comportamiento de un gas al que se modifica su temperatura, para ver cómo varía su volumen, viene explicado por la ley de:

- | | |
|--------------------------|--------------------|
| a) Avogadro. | c) Boyle-Mariotte. |
| b) Charles y Gay-Lussac. | d) Boltzmann |

14.- Al triplicar la presión de un gas, manteniendo la T y la masa de gas constante

- a) El volumen se triplica.
- b) El volumen se reduce a la tercera parte.

- c) El volumen se reduce a la mitad.
- d) El volumen permanece constante.

15.- El valor de la constante R de los gases ideales es:

- a) 0,082 mmHg.l/K.mol
- b) 0,082 atm.l/K.g
- c) 0.082 mmHg.l/°C.mol
- d) 0,082 atm.l/k.mol

16.- El comportamiento de un gas al que se modifica su presión, para ver cómo varía su volumen, viene explicado por la ley de:

- a) Avogadro.
- b) Boyle-Mariotte.
- c) Boltzmann
- d) Gay-Lussac.

17.- En un recipiente de 20 L de capacidad introducimos un gas que, a la temperatura de 18 °C ejerce una presión de 1,3 atm. ¿Qué presión ejercería a 60 °C?

- a) 1,5 atm
- b) 2 atm
- c) 1,3 atm
- d) 2,6 atm

18.- Disponemos de una muestra de un gas que cuando a la temperatura de 200 °C se ejerce sobre él una presión de 2,8 atm, el volumen es 15,9 L. ¿Qué volumen ocupará si, a la misma temperatura, la presión bajase hasta 1 atm?

- a) 22,25 l
- b) 5,6 l
- c) 30 l
- d) 44,5 l

19.- El volumen del aire en los pulmones de una persona es de 615 ml aproximadamente, a una presión de 760 mm Hg. La inhalación ocurre cuando la presión de los pulmones desciende a 752 mm Hg ¿A qué volumen se expanden los pulmones?

- a) 300,5 ml
- b) 507,2 ml
- c) 621,5 ml
- d) 700 ml

20.- Un alpinista inhala 500 ml de aire a una temperatura de -10 °C ¿Qué volumen ocupará el aire en sus pulmones si su temperatura corporal es de 37°C?

- a) 450,4 ml
- b) 256,3 ml
- c) 500,7 ml
- d) 589,4 ml

21.- Se libera una burbuja de 25 ml del tanque de oxígeno de un buzo que se encuentra a una presión de 4 atmósferas y a una temperatura de 11°C. ¿Cuál es el volumen de la burbuja cuando ésta alcanza la superficie del océano, dónde la presión es de 1 atm y la temperatura es de 18 °C?

- a) 32 ml
- b) 102,5 ml
- c) 64,5 ml
- d) 130,3 ml

22.- Un globo aerostático de 750 ml se infla con helio a 8 °C y a una presión de 380 atmósferas ¿Cuál es el nuevo volumen del globo en la atmósfera a presión de 0,20 atm y temperatura de - 45 °C?

- a) 1160 l
- b) 1500 l
- c) 758 l
- d) 1350 l

23.- Calcula el número de moles de un gas que tiene un volumen de 350 ml a 2,3 atmósferas de presión y 100°C.

- | | |
|--------------|--------------|
| a) 0,042 mol | c) 0,026 mol |
| b) 0,063 mol | d) 0,032 mol |

24.- ¿Qué volumen ocuparán 2 mol de gas hidrógeno a 1 atm de presión y 273K?

- | | |
|-----------|-----------|
| a) 22,4 l | c) 30,4 l |
| b) 50,8 l | d) 44,8 l |

SOLUCIONES

1. Ajusta la siguiente ecuación: $\text{HCl} + \text{MnO}_2 \leftrightarrow \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$

- a) $4 \text{HCl} + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$
- b) $4 \text{HCl} + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$**
- c) $2 \text{HCl} + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{Cl}_2$

2. Ajusta la siguiente ecuación: $\text{FeS}_2 \leftrightarrow \text{Fe}_3\text{S}_4 + \text{S}_2$

- a) $2 \text{FeS}_2 \rightarrow 2 \text{Fe}_3\text{S}_4 + \text{S}_2$
- b) $3 \text{FeS}_2 \rightarrow \text{Fe}_3\text{S}_4 + 3 \text{S}_2$
- c) $3 \text{FeS}_2 \rightarrow \text{Fe}_3\text{S}_4 + \text{S}_2$**

3. ¿Cuál es la masa de un átomo de Na en u?

- a) 11 u
- b) 23 u**
- c) 13 u

4. ¿Cuál es la masa de un átomo de Na en g?

- a) $1,83 \cdot 10^{-23}$ g
- b) $5,4 \cdot 10^{23}$ g
- c) $3,82 \cdot 10^{-23}$ g**

5. Calcula la masa molecular del carbonato de aluminio ($\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$). Masas atómicas: Al = 27, C = 12, O = 16.

- a) 234 u**
- b) 468 u
- d) 210 u

6. Calcula la masa molar del ácido clorhídrico (HCl).

Masas atómicas: H = 1, Cl = 35,5

- a) 36,5 u
- b) 36,5 g**
- c) 18,3 g

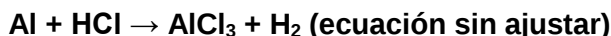
7. Calcula el número de moles (n) que hay en 110 g de dióxido de carbono (CO_2). Masas atómicas: C = 12, O = 16.

- a) 44 mol
- b) 2,5 mol**
- c) 2 mol

8. Calcula la masa de 4 mol de hidróxido de magnesio ($\text{Mg}(\text{OH})_2$). Masas atómicas: Mg = 24, O = 16, H = 1.

- a) 232 g**
- b) 58 g
- c) 164 g

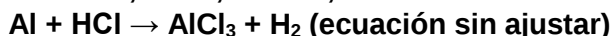
9. ¿Cuántos moles (n) de hidrógeno (H₂) se obtienen a partir de 3 mol dealuminio (Al)?



- a) 1,5 mol
- b) 3 mol
- c) 4,5 mol

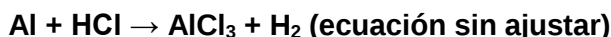
10. ¿Qué masa (g) de tricloruro de aluminio se obtiene a partir de 9 mol de ácidoclorhídrico (HCl)?

Masas atómicas: Al = 27, H = 1, Cl = 35,5.



- a) 133,5 g
- b) 1201,5 g
- c) 400,5 g

11. ¿Qué masa de Al es necesaria para obtener 60 g hidrógeno (H₂)? Masas atómicas: Al = 27, H = 1, Cl = 35,5.



- a) 20 g
- b) 540 g
- c) 810 g

12.- Al duplicar la temperatura de un gas, manteniendo la P y la masa de gas constante

- a) El volumen se duplica.
- b) El volumen se triplica.
- c) El volumen se reduce a la mitad.
- d) El volumen permanece constante.

13.- El comportamiento de un gas al que se modifica su temperatura, para ver cómo varía su volumen, viene explicado por la ley de:

- a) Avogadro.
- b) Charles y Gay-Lussac.
- c) Boyle-Mariotte.
- d) Boltzmann.

14.- Al triplicar la presión de un gas, manteniendo la T y la masa de gas constante

- a) El volumen se triplica.
- b) El volumen se reduce a la tercera parte.
- c) El volumen se reduce a la mitad.
- d) El volumen permanece constante.

15.- El valor de la constante R de los gases ideales es:

- a) 0,082 mmHg.l/K.mol
- b) 0,082 atm.l/K.g
- c) 0.082 mmHg.l/°C.mol
- d) 0,082 atm.l/k.mol

16.- El comportamiento de un gas al que se modifica su presión, para ver cómo varía su volumen, viene explicado por la ley de:

- a) Avogadro.
- b) Boyle-Mariotte.
- c) Boltzmann
- d) Gay-Lussac.

17.- En un recipiente de 20 L de capacidad introducimos un gas que, a la temperatura de 18 °C ejerce una presión de 1,3 atm. ¿Qué presión ejercería a 60 °C?

- a) 1,5 atm
- b) 2 atm

18.- Disponemos de una muestra de un gas que cuando a la temperatura de 200 °C se ejerce sobre él una presión de 2,8 atm, el volumen es 15,9 L. ¿Qué volumen ocupará si, a la misma temperatura, la presión bajase hasta 1 atm?

- a) 22,25 l
- b) 5,6 l
- c) 30 l
- d) 44,5 l

19.- El volumen del aire en los pulmones de una persona es de 615 ml aproximadamente, a una presión de 760 mm Hg. La inhalación ocurre cuando la presión de los pulmones desciende a 752 mm Hg ¿A qué volumen se expanden los pulmones?

- a) 300,5 ml
- b) 507,2 ml
- c) 621,5 ml
- d) 700 ml

20.- Un alpinista inhala 500 ml de aire a una temperatura de -10 °C ¿Qué volumen ocupará el aire en sus pulmones si su temperatura corporal es de 37°C?

- a) 450,4 ml
- b) 256,3 ml
- c) 500,7 ml
- d) 589,4 ml

21.- Se libera una burbuja de 25 ml del tanque de oxígeno de un buzo que se encuentra a una presión de 4 atmósferas y a una temperatura de 11°C. ¿Cuál es el volumen de la burbuja cuando ésta alcanza la superficie del océano, dónde la presión es de 1 atm y la temperatura es de 18 °C?

- a) 32 ml
- b) 102,5 ml
- c) 64,5 ml
- d) 130,3 ml

22.- Un globo aerostático de 750 ml se infla con helio a 8 °C y a una presión de 380 atmósferas ¿Cuál es el nuevo volumen del globo en la atmósfera a presión de 0,20 atm y temperatura de - 45 °C?

- a) 1156 l
- b) 1500 l
- c) 758 l
- d) 1350 l

23.- Calcula el número de moles de un gas que tiene un volumen de 350 ml a 2,3 atmósferas de presión y 100°C.

- a) 0,042 mol
- b) 0,063 mol
- c) 0,026 mol
- d) 0,032 mol

24.- ¿Qué volumen ocuparán 2 mol de gas hidrógeno a 1 atm de presión y 273K?

- a) 22,4 l
- b) 50,8 l
- c) 30,4 l
- d) 44,8 l