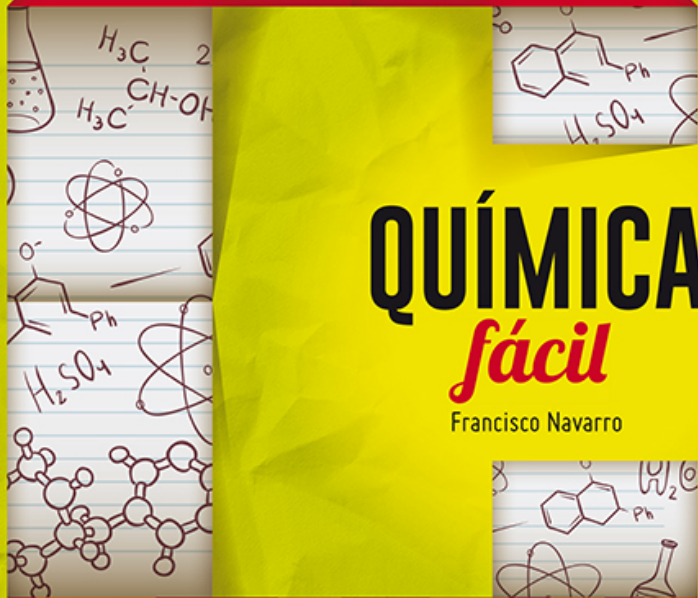


Colección
REVISADA y
ACTUALIZADA

Colección
Chuletas

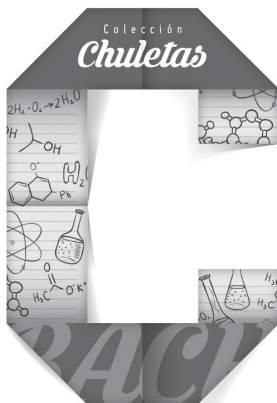


QUÍMICA *fácil*

Francisco Navarro

BACHILLERATO
Y ACCESO A LA UNIVERSIDAD


ESPASA



QUÍMICA

fácil

BACHILLERATO

Francisco Navarro

MATERIA Y TRANSFORMACIONES QUÍMICAS

1. PROPIEDADES DE LA MATERIA

⇨ Los cuerpos que nos rodean están compuestos de diferentes tipos de sustancias. Sean cuales sean estas sustancias, que llamamos genéricamente materia, presentan una serie de **PROPIEDADES** comunes, y que vamos a enumerar a continuación:

- ⇨ Se llama **masa** de un cuerpo a la cantidad de materia que contiene. La masa determina el comportamiento físico del mismo, pues con ella está relacionada la fuerza gravitatoria y la propiedad de inercia.
- ⇨ Por otro lado, los cuerpos ocupan una cantidad de espacio. A dicha cantidad la denominamos **volumen** del cuerpo.
- ⇨ Definimos la **densidad** de un cuerpo como la cantidad de masa por unidad de volumen, o dicho de otra forma al cociente entre ambos:

$$\rho = \frac{m}{V}$$

En el sistema internacional las unidades en las que se miden la masa, el volumen y la densidad son el kilogramo (kg), el metro cúbico (m³) y los kilogramos por metro cúbico (kg/m³) respectivamente.

2. CLASIFICACIÓN DE LAS SUSTANCIAS

Las sustancias que podemos observar en la naturaleza se dividen en sustancias puras y mezclas.

☞ Se llaman **SUSTANCIAS PURAS** a aquellas que no se pueden descomponer mediante procedimientos físicos sencillos (calentamiento, sometimiento a campos magnéticos, etc.) en otras sustancias.

Dentro de las sustancias puras puede darse el caso de que mediante procesos químicos podamos descomponer la sustancia pura en otras más simples.

⇒ Si ello es posible, la sustancia se llama **compuesto**.

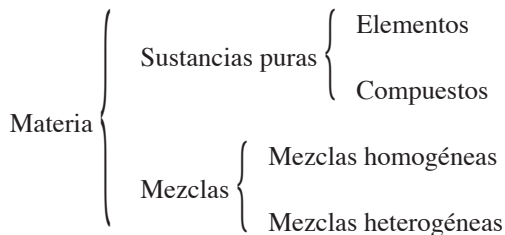
⇒ En caso contrario, la sustancia se llama **elemento**.

☞ Se llaman **MEZCLAS** a las sustancias que resultan de la combinación de varias sustancias puras, siendo posible la separación de estas sustancias utilizando procedimientos físicos.

⇒ Una mezcla se llama **homogénea** si dos partes cualesquiera de la misma tienen exactamente las mismas propiedades y características (por ejemplo, sal disuelta en un agua).

⇒ Una mezcla se dice **heterogénea** si las propiedades de dos partes de dicha mezcla pueden tener propiedades diferentes (como un montón de arena mezclada con serrín).

Podemos resumir lo anterior en el siguiente cuadro:



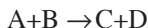
3. REACCIONES QUÍMICAS

☞ Se llama **REACCIÓN QUÍMICA** a cualquier proceso en el que unas sustancias se transforman en otras. Es decir, en una reacción química hay unas sustancias que desaparecen y otras que se forman.

⇒ Se llaman **reaccionantes** o **reactivos** a las que inicialmente toman parte en la reacción química.

⇒ Se llaman **productos** a las sustancias que se obtienen de la reacción.

Una reacción química se representa escribiendo a la izquierda los reactivos y a la derecha los productos. Esta expresión recibe el nombre de **ecuación química** de la reacción:



La flecha indica el sentido de la reacción, es decir, cuáles son los reactivos que se transforman en los productos. Este tipo de reacciones recibe el nombre de **irreversibles**.

Hay algunas reacciones en las que los productos pueden volver a convertirse en los reactivos. Estos tipos reciben el nombre de **reacciones reversibles**, y se representan en una ecuación cambiando la flecha anterior por una flecha de doble sentido.

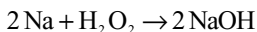
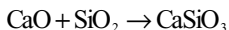
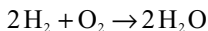


CLASIFICACIÓN DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

☞ Las reacciones químicas se **CLASIFICAN** en:

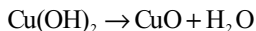
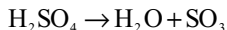
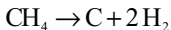
⇒ **Reacciones de combinación**

Son aquellas en las que varios reactivos dan lugar a un compuesto resultante.



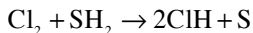
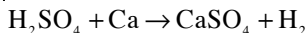
⇒ Reacciones de descomposición

Al contrario que las anteriores. En ellas un compuesto da lugar a varios productos.



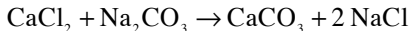
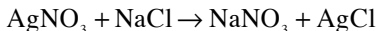
⇒ Reacciones de sustitución simple

Un elemento desplaza a otro en un compuesto.

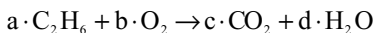


⇒ Reacciones de doble sustitución

En este tipo de reacciones dos elementos se desplazan mutuamente de dos compuestos.



☞ Se llama **AJUSTAR UNA ECUACIÓN QUÍMICA** a escribirla (como las anteriores) de forma que el número de átomos de cada elemento en la parte izquierda sea igual al de la parte derecha de la ecuación. Una forma sencilla de hacerlo es escribiendo unos coeficientes en cada compuesto e igualando los átomos de cada elemento, resolviendo después el sistema de ecuaciones:



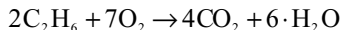
Igualando para cada elemento:


$$\left. \begin{array}{l} \text{C} \quad 2 \cdot a = c \\ \text{O} \quad 2 \cdot b = 2 \cdot c + d \\ \text{H} \quad 6 \cdot a = 2 \cdot d \end{array} \right\} \rightarrow \left. \begin{array}{l} c = 2 \cdot a \\ b = \frac{7}{2} \cdot a \\ d = 3 \cdot a \end{array} \right\}$$

Todos los valores dependen de uno (en este caso a), al que damos un valor que haga desaparecer los coeficientes fraccionarios. En nuestro caso, haremos $a = 2$;

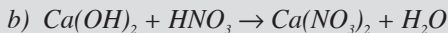
$$a = 2; b = 7; c = 4; d = 6$$

con lo que la ecuación ajustada es:

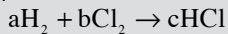


 Ejemplo:

✍ Ajustar las siguientes ecuaciones químicas:



a)



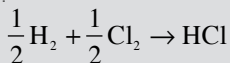
Para cada elemento tenemos que:

$$H \quad 2a = c$$

$$Cl \quad 2b = c$$

Dando a c el valor $c = 1$, nos queda que $a = \frac{1}{2}$, $b = \frac{1}{2}$.

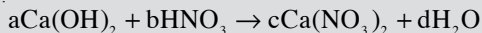
Quedando:



Aunque esta expresión es correcta, es mejor evitar las fracciones, por lo que multiplicamos por dos quedando la ecuación como:



b)



Las ecuaciones son ahora:

$$\text{Ca} \quad a = c$$

$$\text{O} \quad 2a + 3b = 6c + d$$

$$\text{H} \quad 2a + b = 2d$$

$$\text{N} \quad b = 2c$$

Sustituyendo a partir de las ecuaciones del Ca y el N, nos queda:

$$\text{O} \quad 2c + 3 \cdot 2c = 6c + d \rightarrow 8c - 6c = 2c = d$$

$$\text{H} \quad 2c + 2c = 2d \rightarrow 4c = 2d \rightarrow 2c = d$$

Estas dos ecuaciones conducen a la misma igualdad. Como todas las variables están en función de c, podemos dar a esta el valor 1, quedando:

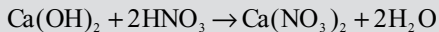
$$c = 1$$

$$a = c = 1$$

$$b = 2c = 2$$

$$d = 2c = 2$$

La ecuación queda como:



c)



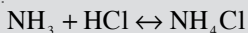
El sistema de ecuaciones es:

$$\text{N} \quad a = c$$

$$\text{H} \quad 3a + b = 4c$$

$$\text{Cl} \quad b = c$$


Vuelve a ocurrir que el sistema depende de una de las variables, por lo que podemos darle un valor como $c = 1$, quedando $a = 1$ y $b = 1$:



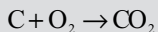
LEYES DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

☞ Se llaman **LEYES ESTEQUIOMÉTRICAS** o **PONDERALES** a unas leyes que se aplican a las reacciones químicas, y que consideran las masas de las sustancias que reaccionan.

⇒ **Ley de conservación de la masa (o ley de Lavoisier)**. Esta ley simplemente nos dice que la masa de los compuestos que forman parte de la reacción se conserva, es decir, la masa total de los reactivos será igual a la de los productos. La masa no desaparece, se conserva.

 Ejemplos:

☞ *En la reacción que aparece a continuación se combinan 6 g de carbono con 16 g de oxígeno. ¿Cuántos g de dióxido de carbono se formarán?*



Como sabemos que la masa se conserva a ambos lados de la ecuación, si reaccionan 22 g de reactivos, se formará la misma cantidad de productos, en este caso solamente el CO_2 . Dicho de otra forma:

$$m_{\text{C}} + m_{\text{O}_2} = m_{\text{CO}_2} \rightarrow m_{\text{CO}_2} = 6 + 16 = 22 \text{ g}$$

☞ *En la misma reacción anterior, ¿cuántos gramos de oxígeno habrán reaccionado con 30 g de carbono si tenemos 110 g de dióxido y no han sobrado reactivos?*

Igualando las masas de productos y reactivos:


$$m_{\text{C}} + m_{\text{O}_2} = m_{\text{CO}_2} \rightarrow 30 + m_{\text{O}_2} = 110$$

Despejando la masa de oxígeno queda:

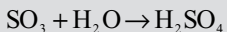
$$m_{\text{O}_2} = 110 - 30 = 80 \text{ g}$$

⇒ **Ley de las proporciones definidas (o ley de Proust)**. Si para formar 36 gramos de agua necesitamos 4 gramos de hidrógeno, esta ley nos dice que para el doble de agua usaremos el doble de hidrógeno, y para la mitad de agua la mitad de hidrógeno.

El enunciado más formal nos dice que las cantidades de elementos que reaccionan para dar un compuesto son fijas entre sí.

 Ejemplos:

✎ Si 40 g de SO_3 reaccionan con 9 g de agua, ¿cuántos g de H_2O harán falta para conseguir agotar completamente 144 g de SO_3 ?



La ley de Proust dice que la relación entre las masas que reaccionan es una constante. O sea:

$$\frac{m_{\text{SO}_3}}{m_{\text{H}_2\text{O}}} = \text{cte.}$$

Aplicando esto:

$$\frac{40 \text{ g SO}_3}{9 \text{ g H}_2\text{O}} = \frac{144 \text{ g SO}_3}{m_{\text{H}_2\text{O}}}$$

Despejando la masa de agua:

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{144 \cdot 9}{40} = 32,4 \text{ g}$$

✎ Si tenemos 26 g de SO_3 y 14 g de H_2O , ¿cuántos g de ácido se formarán?

Sabemos que 40 g de SO_3 reaccionan con 9 g de agua, y usando la ley de las proporciones definidas, como en el ejemplo anterior, podemos saber la masa de SO_3 que reaccionará con los 14 g de agua presentes.

$$\frac{40 \text{ g SO}_3}{9 \text{ g H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{SO}_3}}{14 \text{ g H}_2\text{O}} \rightarrow m_{\text{SO}_3} = \frac{40 \cdot 14}{9} = 62,2 \text{ g}$$

Pero no hay disponible tanto SO_3 , por lo que no reaccionará todo, sólo podrán reaccionar los 26 g presentes. Con esta cantidad reaccionarán:

$$\frac{40 \text{ g SO}_3}{9 \text{ g H}_2\text{O}} = \frac{26 \text{ g SO}_3}{m_{\text{H}_2\text{O}}} \rightarrow m_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{26 \cdot 9}{40} = 5,85 \text{ g}$$

Es decir, sobrarán $14 - 5,85 = 8,15$ g de agua.

Se formarán, por tanto:

$$5,85 + 26 = 31,85 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

⇒ **Ley de las proporciones múltiples (o ley de Dalton)**. Esta ley se usa cuando dos elementos se pueden combinar para formar varios productos diferentes. La relación entre las cantidades de un elemento que se combinan con una cantidad fija del otro es una relación entre números enteros (1:2, 2:3, etc.).

 Ejemplo:

✍ *El oxígeno y el cobre se pueden combinar formando dos óxidos diferentes. En la formación del primero reaccionan 60 g de cobre con 15 g de oxígeno, mientras que en el segundo, 88 g de cobre reacciona con 11 g de oxígeno. ¿Se cumple la ley de Dalton?*

Tenemos que averiguar qué cantidad de oxígeno reacciona con una cantidad fija de cobre (por ejemplo, 32 g, aunque cualquier otra cantidad es válida).

$$\text{OX.I} \quad \frac{15 \text{ g O}}{60 \text{ g Cu}} = \frac{m_o}{32 \text{ g Cu}} \rightarrow m_o = \frac{15 \cdot 32}{60} = 8 \text{ g O}$$


$$\text{OX.II} \quad \frac{11 \text{ g O}}{88 \text{ g Cu}} = \frac{m_o}{32 \text{ g Cu}} \rightarrow m_o = \frac{11 \cdot 32}{88} = 4 \text{ g O}$$

Comparando las cantidades que reaccionan con una dada de Cu (32 g), resulta que la relación entre ellas es:

$$\frac{m_{\text{OX.I}}(\text{O})}{m_{\text{OX.II}}(\text{O})} = \frac{8}{4} = \frac{2}{1}$$

Si las leyes estequiométricas se ocupaban de las relaciones entre las masas de los diferentes elementos que tomaban parte en una reacción química, la **ley de los volúmenes de combinación o ley de Gay-Lussac**, estudia la relación entre los volúmenes de los elementos gaseosos que reaccionan, y pertenece a las llamadas **leyes volumétricas (de volumen)**.

La ley de los volúmenes de combinación (aplicable a reacciones entre gases, recuérdalo), nos dice que los volúmenes de gases que intervienen en una reacción (en las mismas condiciones de presión y temperatura), guardan entre sí una relación de números enteros sencillos.

 Ejemplo:

✂ ¿Cuántos litros de oxígeno, entre las siguientes respuestas (7,532 L, 1 L, 5,467 L), reaccionarán con 1 L de nitrógeno para dar 2 L de NO?

Sabemos que la relación ha de ser de números enteros sencillos, lo que quiere decir que la única respuesta válida es 1 L.

TEORÍA ATÓMICA DE DALTON

En 1808, Dalton enunció su teoría. En dicha teoría suponía que:

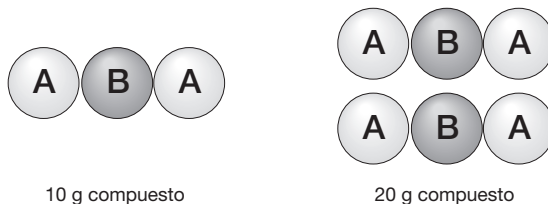
- ⇒ Los elementos químicos están formados por partículas llamadas **átomos**. Los átomos de un elemento químico son iguales entre sí.
- ⇒ Los compuestos están formados por átomos que se unen de alguna manera entre ellos.
- ⇒ En una reacción química los **átomos no se crean ni se destruyen**.

A partir de estas características, es fácil explicar las leyes estequiométricas que hemos estudiado antes:

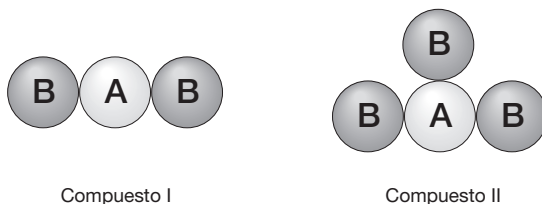
☞ **LEY DE LAVOISIER**. Si los átomos no se crean ni se destruyen, debe haber antes de la reacción el mismo número que después, con lo que la masa de los productos es igual que la masa de los reactivos.

Las cantidades de cada elemento químico que interviene en la reacción deben conservarse antes y después de la misma. Como consecuencia de esta ley, las ecuaciones deben estar ajustadas, es decir, para un elemento cualquiera, el número de átomos que interviene debe ser igual antes y después.

☞ **LEY DE PROUST.** Los compuestos están formados por la unión de átomos de forma que siempre se unen el mismo número de átomos (porque si no estaríamos hablando de compuestos diferentes). Como esta relación entre el número de átomos es fija, las masas también guardarán una relación fija, pues para el doble de compuesto hará falta el doble de átomos de cada elemento, e igual para el triple, la mitad, etc.



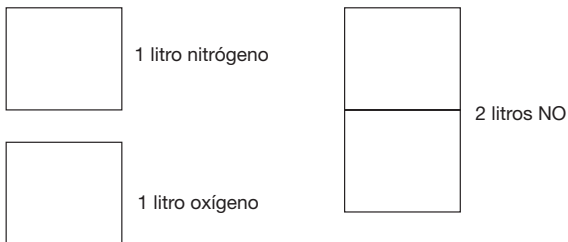
☞ **LEY DE DALTON.** Esta ley la podemos explicar fácilmente con un ejemplo. Imagina que los elementos de A y B se combinan para formar dos compuestos de forma que en el primero un átomo de A se combina con dos átomos de B, y en el segundo un átomo de A se combina con tres de B. La relación entre las masas de B que se combinan con una determinada masa de A será la que hay entre el número de átomos, es decir, 2:3



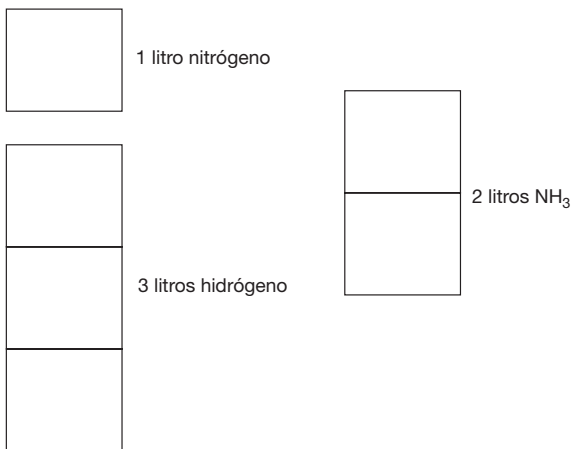
HIPÓTESIS DE AVOGADRO

La hipótesis de Avogadro sirvió para poner de acuerdo la teoría atómica con la ley de los volúmenes de combinación.

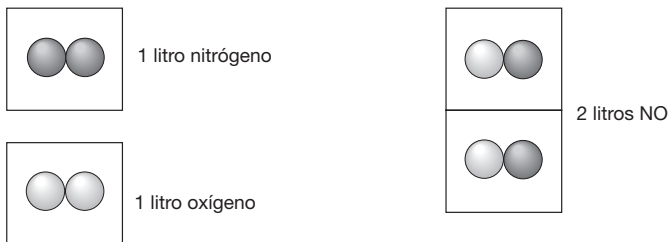
Si tenemos 1 l de oxígeno y 1 l de nitrógeno, se forman 2 l de NO, lo que parece bastante natural.



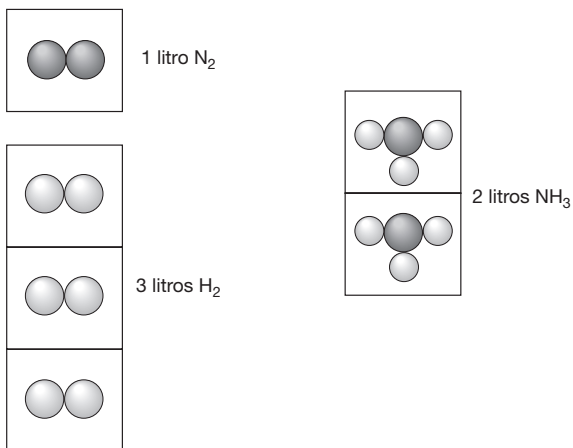
Sin embargo, cuando reacciona 1 l de nitrógeno con 3 l de hidrógeno, se forman 2 l de amoníaco. ¿Por qué desaparecen dos litros en la reacción?



Avogadro afirmó que los átomos de los elementos, al estar en estado gaseoso, se agrupan formando moléculas.



Así es más fácil comprender el porqué de las cantidades que reaccionaban en el ejemplo anterior.



MASAS ATÓMICAS Y MOLECULARES

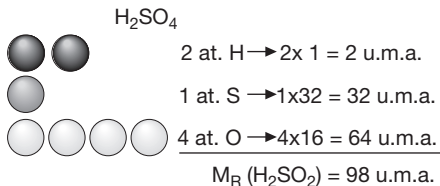
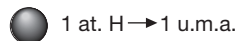
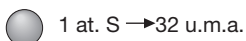
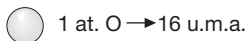
☞ Se llama **MASA ATÓMICA** de un elemento a la masa de un átomo de ese elemento medida en una unidad especial, la unidad de masa atómica.

La unidad de masa atómica (u.m.a.) es la masa de un átomo de carbono dividida entre 12 y corresponde aproximadamente a $1,66 \cdot 10^{-27}$ kg.

Así, la masa atómica del oxígeno es 15,9994 uma (se suele redondear a 16), la del nitrógeno es 14,0069 uma (14 en la práctica), etc.

Cuando tenemos un compuesto formado por varios elementos, la fórmula química que nos lo describe nos permite calcular su masa molecular.

☞ Se llama **MASA MOLECULAR** de un compuesto a la masa en u.m.a. de una molécula de dicho compuesto, y se calcula sumando las masas atómicas de los átomos que la forman.

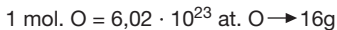
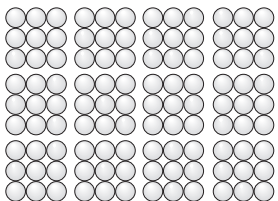
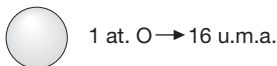


NÚMERO DE AVOGADRO. MOL

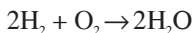
Se llama **NÚMERO DE AVOGADRO** a la cantidad $6,02 \cdot 10^{23}$.

Las masas atómicas y moleculares son muy pequeñas para poder ser manejadas. Por eso han de buscarse otras formas de medir cantidades de sustancias. Se introduce así el **mol** como la cantidad de un elemento o compuesto en el que hay el número de Avogadro de átomos o moléculas.

¿Por qué este número? ¿Y quién va a poder contar los átomos o moléculas? Pues bien, se toma este número porque para cualquier compuesto esa cantidad de moléculas pesa lo mismo que su masa atómica o molecular, pero expresada en gramos. Es decir, $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de oxígeno pesan 15,9994 g, $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de nitrógeno 14,0069 g y $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua 18,01534 g.



En una ecuación química, los coeficientes de cada compuesto nos dicen los átomos o moléculas que reaccionan, pero también el número de moles. Por ejemplo, en la siguiente reacción,




si dos moléculas de H_2 reaccionan con una molécula de O_2 , con $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas (1 mol) de oxígeno reaccionarán $2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas (2 moles) de hidrógeno.

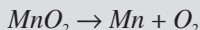
CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

☞ Son cálculos en los que se trabaja con las masas de los compuestos que toman parte en la reacción.

A continuación veremos unos ejemplos de este tipo de cálculos.

 Ejemplo:

☞ En la siguiente reacción de descomposición:




¿Qué cantidad de manganeso se obtiene a partir de 100 kg del óxido?

De la ecuación se sabe que 1 mol de MnO_2 ($55 + 2 \cdot 16 = 87$ g) da lugar a 1 mol de Mn (55 g). La cantidad que se obtiene a partir de 100 kg del óxido es:

$$100.000 \text{ g } MnO_2 \cdot \frac{55 \text{ g Mn}}{87 \text{ g } MnO_2} = 63.218 \text{ g Mn} \approx 63 \text{ kg Mn}$$

☞ Se llama **composición centesimal** de una sustancia al porcentaje en masa de cada elemento que forma parte de dicho compuesto:

$$\% \text{ el. A} = \frac{\text{átomos A} \cdot \text{masa atómica A}}{\text{masa molecular compuesto}} \cdot 100$$

 Ejemplo:

☞ ¿Cuál es la composición centesimal del ácido sulfúrico H_2SO_4 ?

Consiste en comparar las masas presentes de cada elemento y la masa total, calculando qué porcentaje corresponde a cada uno de estos elementos. Para ello, calculamos las masas moleculares:

$$M_R(H) = 1 \quad M_R(S) = 32 \quad M_R(O) = 16$$

$$M_R(H_2SO_4) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98$$


$$\% \text{ H} = \frac{2 \cdot 1}{2 \cdot 1 + 4 \cdot 16 + 32} \cdot 100 = \frac{2}{98} \cdot 100 = 2 \%$$

$$\% \text{ O} = \frac{4 \cdot 16}{2 \cdot 1 + 4 \cdot 16 + 32} \cdot 100 = \frac{64}{98} \cdot 100 = 65,3 \%$$

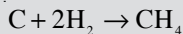
$$\% \text{ H} = \frac{1 \cdot 32}{2 \cdot 1 + 4 \cdot 16 + 32} \cdot 100 = \frac{32}{98} \cdot 100 = 32,7 \%$$

En una reacción química, hemos visto que la relación entre las cantidades de los compuestos que reaccionan es fija. Si tenemos dos compuestos y los hacemos reaccionar, puede ser que uno de ellos se agote completamente, y quede una cantidad sobrante del otro. El reactivo que se ha agotado recibe el nombre de **reactivo limitante**, porque es el que limita la cantidad de producto obtenida (no puede producirse más).

Vimos un ejemplo de esto al resolver el ejercicio de la ley de Proust

 Ejemplo:

≠ En un experimento tenemos 48 g de C y 34 g de H₂ que se ponen a reaccionar para formar metano. ¿Cuál es el reactivo limitante? ¿Qué cantidad del otro elemento queda sin reaccionar?



De la ecuación se sabe que 1 mol de C (12 g) reacciona con 2 moles de H₂ (2·2 = 4 g). Entonces, una simple regla de tres nos da la cantidad de C que debe reaccionar con 34 g de H₂:

$$34 \text{ g H}_2 \cdot \frac{12 \text{ g C}}{4 \text{ g H}_2} = 102 \text{ g C}$$


Como de C sólo disponemos de 48 g éste es el reactivo limitante. Al gastarse todo el C, tenemos que saber cuanto H₂ se consume:

$$48 \text{ g C} \cdot \frac{4 \text{ g H}_2}{12 \text{ g C}} = 16 \text{ g H}_2$$

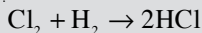
de forma que sobran 34 – 16 = 18 g de H₂

Cuando tiene lugar una reacción química, sobre todo a escala industrial, suele ocurrir que los reactivos no reaccionan completamente por diversas causas. Se llama **rendimiento** (medido en porcentaje) de una reacción química a la relación entre la cantidad de producto obtenida y la cantidad se calcula teóricamente:

$$\eta = \frac{\text{masa obtenida}}{\text{masa teórica}} \cdot 100$$

 Ejemplo:

✍ *En una instalación industrial de generación de ácido clorhídrico, según la siguiente reacción, se obtienen 700 g del mismo por cada kilo de cloro gaseoso que se pone a reaccionar. ¿Cuál es el rendimiento de la reacción?*



La ecuación nos dice que 1 mol de Cl_2 ($M_R = 70 \text{ g}$) produce 2 moles de HCl ($2 \cdot M_R (\text{HCl}) = 2 \cdot 36 = 72 \text{ g}$).

Teóricamente, con 1 kg de cloro gaseoso debemos obtener:

$$1.000 \text{ g Cl}_2 \cdot \frac{72 \text{ g ClH}}{70 \text{ g Cl}_2} = 1.029 \text{ g ClH}$$

El rendimiento de la reacción se calcula dividiendo la cantidad real obtenida entre la teórica:

$$\eta = \frac{700}{1029} \cdot 100 = 68\%$$

4. ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA

☞ La materia puede encontrarse en la naturaleza en tres estados diferentes, llamados **ESTADOS DE AGREGACIÓN**, caracterizándose cada estado por unas propiedades determinadas:

⇒ **SÓLIDOS:**

En el estado sólido, la materia tiene una **forma definida**, aunque pueda deformarse aplicando fuerzas sobre ella.

Al calentar un sólido se **dilata** en una **cantidad pequeña** respecto del volumen inicial que ocupaba.

Un sólido se comprime con mucha dificultad, y presenta una **densidad alta** en comparación con los otros posibles estados de la materia.

⇒ **LÍQUIDOS:**

En el estado líquido, la principal característica de la materia es la **fluidez**, lo que origina que un líquido no tenga una forma definida, adopta la del recipiente que lo contiene.

Por otro lado, un líquido también sufre **variación** en su **volumen** cuando se le calienta o enfría, aunque esta variación como ocurría en el caso de los sólidos es de pequeña magnitud.

Respecto a la respuesta de un líquido frente a la aplicación de una **presión**, resulta comprimible, aunque con dificultad y en pequeña proporción.

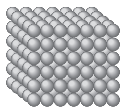
Por último, la **densidad** de un líquido es de un valor medio.

⇒ **GASES:**

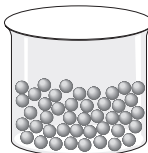
El estado gaseoso comparte con el estado líquido la propiedad de la **fluidez**, con la diferencia de que un líquido ocupa sólo una parte del recipiente que lo acoge, mientras que un gas ocupa todo el volumen disponible, con lo que tiende a expandirse todo lo posible.

Los gases pueden **comprimirse** con mucha más facilidad que los sólidos y los líquidos, y sólo para volúmenes muy pequeños empieza a costar trabajo esta compresión.

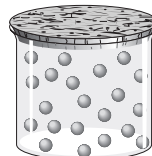
La **densidad** de los gases es muy **pequeña**, porque como hemos dicho, ocupan un volumen grande comparado con los correspondientes sólidos o líquidos.



Sólido



Líquido



Gas