

1.- FENÓMENOS QUÍMICOS

Como ya se ha comentado antes, el mundo natural en el que vivimos está sometido continuamente a CAMBIOS, algunos más perceptibles que otros, y tales cambios afectan a los propios cuerpos, de modo, incluso, que éstos se pueden ver alterados o no tras sufrir esos cambios o transformaciones.

El número y clase de esos cambios es tan variado y extenso que los científicos han dado en clasificarlos en DOS GRANDES GRUPOS:

- **CAMBIOS FÍSICOS:** son aquéllos que NO modifican, en nada, la composición del cuerpo que los sufre.
- **CAMBIOS QUÍMICOS:** modifican la naturaleza y propiedades del cuerpo que los sufre.

A4.1 Clasifica en uno de estos grupos las transformaciones siguientes:

- a) moverse de un lado a otro.
- b) hervir agua
- c) oxidar el hierro
- d) una tostada de pan que se hace demasiado y se quema
- e) obtener vino a partir de la uva
- f) arrugar una hoja de papel

A4.2 Propón ejemplos de transformaciones físicas y de transformaciones químicas que NO hayan aparecido en la actividad anterior.

En general, del estudio profundo de las transformaciones físicas, se ocupa la parte de la Ciencia conocida como FÍSICA, mientras que del estudio de los segundos se ocupa la QUÍMICA. Nosotros, a lo largo de este tema, nos ocuparemos de profundizar en el estudio de los **cambios químicos**, también denominados, a veces, **reacciones químicas**.

2.- CÓMO DETECTAR UN CAMBIO QUÍMICO

Tal y como acabamos de comentar, un cambio químico, supone *la alteración de las propiedades del cuerpo (o de los cuerpos) que intervienen*. Sin embargo, surge la primera cuestión: ¿qué propiedades?

Ya hemos visto que los cuerpos poseen unas propiedades verdaderamente importantes que nos ayudan a diferenciar unos de otros, y otras “propiedades” de menor importancia de las que podemos prescindir (por ejemplo, su color). Por tanto, aquí podemos tener el primer criterio que nos ayude a identificar el cambio químico:

Un cuerpo sufre una transformación química si se alteran sus propiedades características (densidad, punto de fusión, de ebullición, etc...), ya que en ese caso, esto será indicativo de que la sustancia inicial “se ha convertido” en otra diferente.

Por tanto, según lo anterior, una reacción química, lo que viene a significar es una *reordenación y reagrupamiento* de las partículas que constituían las sustancias iniciales (reactivos) para originar de este modo otras sustancias diferentes (productos). **Las partículas "no se pierden"**, sólo se reagrupan de otro modo. Por lo tanto, es fácil intuir que la masa, en las reacciones químicas, ha de conservarse (LEY DE LAVOISIER)

A4.3 Tenemos un clavo de hierro de 8 g que dejamos en un ambiente húmedo y termina por oxidarse. ¿Qué piensas que sucede con la masa del clavo cuando éste se oxida? ¿Se verá atraído por el imán?

No hay ninguna restricción respecto al estado físico de las sustancias que participan en las reacciones químicas, tanto en lo que se refiere a los reactivos (sustancias iniciales) como a los productos (sustancias finales).

A4.4 Disponemos de 100 g de una sustancia que presenta un color blanco. La calentamos intensamente y observamos que tras el proceso, queda una sustancia (también de color blanco) cuya masa es de 56 g.

- ¿Piensas que ha habido alguna reacción química? ¿Cómo puedes averiguarlo?*
- ¿Se cumple la Ley de Lavoissier en este caso?*

A4.5 El azufre es sólido a temperatura ambiente y no es atraído por el imán. El hierro es de color gris metálico y sí es atraído por el imán. Si se calientan juntos azufre en polvo y limaduras de hierro, se forma una nueva sustancia sólida negra llamada "sulfuro de hierro" (FeS). ¿Qué sucederá si acercamos un imán a sulfuro de hierro hecho polvo?:

- El hierro será atraído y se separará del azufre.*
- El hierro y el azufre serán atraídos por el imán.*
- El polvo de sulfuro de hierro será atraído por el imán.*
- El polvo de sulfuro de hierro no será atraído por el imán*
- Otra respuesta:*

P4.1. Conservación de la masa en las reacciones químicas

- En un matraz erlenmeyer pon un poco de ácido clorhídrico que has de pedir al profesor. Hazte de unos trozos de carbonato de calcio (mármol) y de un globo. Pesa todo el conjunto y anota los resultados.*
- Deja caer en el interior del matraz que contiene el ácido, todo el carbonato que se te ha suministrado, y RÁPIDAMENTE ajusta en la boca del matraz el globo. Deja todo el conjunto sobre la balanza*
 - ¿Qué es lo que sucede cuando echas el metal o el carbonato al ácido?*
 - ¿Piensas que se está produciendo una reacción química? ¿Por qué?*
 - ¿Qué sucede con lo que marca la balanza tras echar el mármol al ácido y poner el globo?*
 - ¿Qué papel desempeña el globo en esta experiencia? ¿Podríamos haber puesto un tapón en su lugar al matraz?*
 - Busca en la bibliografía información sobre A. Lavoissier, considerado por muchos como padre de la Química. ¿Cuál fue su aportación fundamental a esta Ciencia?*

P4.2 Reacciones Químicas y estado físico

Ya hemos comentado que NO existen restricciones al estado físico de las sustancias que participan en las reacciones químicas. Por lo tanto, vamos a comprobar si se da o no reacciones entre sustancias en estado sólido.

- En un mortero, echa un poco de nitrato de plomo (aproximadamente 1,5 g) y otro poco de yoduro de potasio (aproximadamente 1 g). Con ayuda de la maza, tritura con fuerza la mezcla durante unos minutos. ¿Qué se observa?
- Ahora, en una segunda experiencia, coge otra cantidad más o menos igual a la de antes, de nitrato de plomo y échala en un recipiente con agua suficiente hasta que se disuelva. En OTRO RECIPIENTE DISTINTO, echa una cantidad de yoduro de potasio similar a la utilizada antes. Añade agua hasta que se disuelva por completo. Vierte el contenido de una disolución sobre la otra.
 - a.1. ¿Qué se observa?
 - a.2. ¿Hay alguna diferencia respecto a lo observado en el caso anterior?
 - a.3. ¿Es preferible hacer reaccionar las sustancias cuando éstas están disueltas? ¿Por qué?
 - a.4. Diseña una manera de separar las sustancias que se han formado.

En muchos casos, las sustancias que participan en las reacciones químicas lo hacen "sin ayuda de nosotros", mientras que en otros muchos, es preciso que "ayudemos" a que las reacciones se inicien. A las primeras, se las suele denominar **reacciones espontáneas**, y a las segundas **reacciones NO espontáneas**.

3.- DESCOMPOSICION DE SUSTANCIAS PURAS: COMPUESTOS Y ELEMENTOS

En el tema anterior hemos visto como una mezcla puede ser separada en sustancias puras. En muchas ocasiones estas sustancias puras pueden sufrir cambios químicos (por ejemplo, al ser calentadas fuertemente) y dar lugar a varias sustancias. Este tipo de proceso químico se denomina REACCIÓN DE DESCOMPOSICIÓN.

P4.3 Descomposición del azúcar

Echa 2 g de azúcar en un tubo de ensayo y caliéntalo directamente a la llama (**no dirijas la salida del tubo hacia nadie**).

- Anota todas las observaciones y pesa el conjunto cuando dejes de observar desprendimiento de gases.
- Utiliza la bibliografía para averiguar los productos obtenidos.

REACCIÓN DESCOMPOSICIÓN: UN REACTIVO → VARIOS PRODUCTOS

Los filósofos griegos empezaron a considerar, hace más de dos mil años, que todas las cosas estarían formadas por combinación de sustancias básicas, esto es, de ELEMENTOS. En principio reconocieron cuatro "elementos": el aire, la tierra, el fuego y el agua. Aristóteles añadiría un quinto elemento, el éter, que formaría los cielos. Posteriormente, y gracias al trabajo de los alquimistas, se descubrirían nuevas sustancias, algunas de las cuales se incorporaron al grupo de elementos (sin que existiera una definición para ellos): el azufre, el mercurio, la cal, etc.

Robert Boyle daría, en el siglo XVII, una definición concreta del concepto de elemento: "SON TODAS AQUELLAS SUSTANCIAS QUE NO SE PUEDEN DESCOMPONER".

El trabajo de físicos y químicos durante los siglos XVII y XVIII sería fundamental para desterrar la idea de los cinco elementos:

- Se comprobó que el aire es una mezcla de varios gases, principalmente oxígeno (21% de las partículas del aire) y nitrógeno (78 % de las partículas).
- Se logro obtener agua a partir de dos elementos: el oxígeno y el hidrógeno (hidrógeno significa generador de agua), por lo que quedaba claro que el agua es un compuesto y no elemento.
- El fuego es una manifestación de la energía desprendida en los procesos químicos.
- La tierra está formada por una gran mezcla de compuestos.
- El espacio interestelar está prácticamente vacío y la materia que se encuentra en estrellas y planetas es semejante a la que forma la Tierra: el quinto elemento no existe.

A principios del siglo XVIII, la lista de elementos conocidos contenía una serie de sustancias que no se podían descomponer con las técnicas de trabajo de la época (la cal y la sílice, por ejemplo). Posteriores descubrimientos hicieron posible la descomposición de estas sustancias y su eliminación de la lista de elementos.

**UN COMPUESTO NO ES UNA MEZCLA DE ELEMENTOS
UNA MEZCLA DE ELEMENTOS PUEDE REACCIONAR Y FORMAR UN
COMPUESTO**

4.- ÁTOMOS Y MOLÉCULAS: PROTAGONISTAS DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

En la primera mitad del siglo XVIII, el inglés John Dalton rescató una idea fundamental que un grupo de filósofos griegos (contrarios a la filosofía de Aristóteles) había elaborado. Según ésta, la materia estaría formada por agrupaciones de partículas indivisibles llamadas ÁTOMOS. Las ideas básicas del modelo atómico de Dalton son simples:

- Los elementos están constituidos por átomos indivisibles. Los átomos de un mismo elemento son iguales entre sí y diferentes a los de otro elemento.
- Los compuestos se forman por la unión de átomos de los correspondientes elementos en relaciones numéricas simples: 1 átomo de A con 1 átomo de B, 2 átomos de A con 1 átomo de B, etc.

La explicación de la ley de conservación de la masa es evidente: en una reacción química los átomos se recombinan pero el número total de ellos permanece constante.

Hoy conocemos 92 elementos naturales y más de una docena de elementos artificiales. Cuando se estudiaron las propiedades químicas de los elementos se descubrió, en la segunda década del siglo XVIII, que existe una clasificación natural de los elementos: la conocida TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS, donde cada elemento viene representado por su símbolo.

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H																	He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac**															

*	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
**	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lw

Pronto se descubrió que, excepto en los gases nobles, las partículas que constituyen la base del modelo cinético estudiado en el tema segundo, no son átomos aislados sino agrupaciones de átomos llamadas MOLÉCULAS.

Éstas están formadas por átomos muy fuertemente unidos, de modo que si los átomos que forman una molécula son iguales, ya sabemos que aquélla representa a un elemento, y si los átomos unidos son diferentes, la molécula representa a un compuesto.

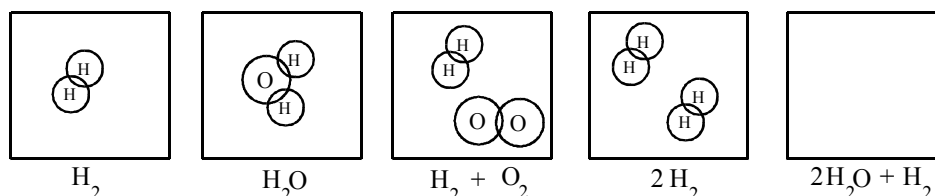
Las moléculas se representan por fórmulas donde figuran los símbolos de los elementos presentes con subíndices que señalan el número de átomos de cada elemento combinado en el compuesto:

H_2 : molécula de hidrógeno (formada por dos átomos de hidrógeno unidos)

H_2O : molécula de agua (dos átomos de hidrógeno unidos a un átomo de oxígeno)

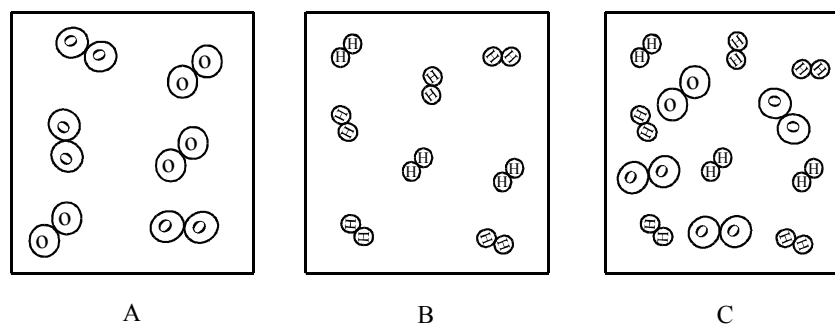
$H_2 + O_2$: una molécula de hidrógeno y otra de oxígeno (mezcla)

$2 H_2$: dos moléculas de hidrógeno.



A4.6 Completa el cuadro que falta en el dibujo anterior

A4.7 En la siguiente figura se representa el contenido de una serie de recipientes (de igual capacidad):



Los círculos corresponden a los átomos (las letras son el símbolo químico).

Comenta los siguientes enunciados explicando cuáles son verdaderos y cuáles no:

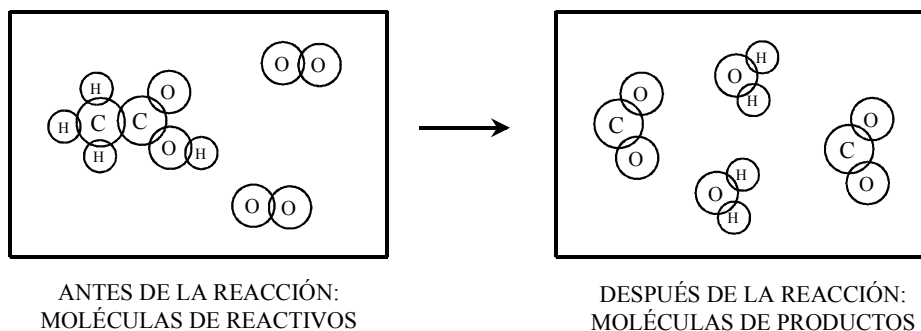
- Las partículas que constituyen la sustancia que hay en el recipiente A son átomos de oxígeno.
- En el recipiente B hay una sustancia pura.
- En el recipiente C hay un compuesto formado por átomos de oxígeno y átomos de hidrógeno.
- En igualdad de temperatura, la presión de C es mayor que la presión de B.
- La presión de A es mayor que la de B.
- La masa de A es mayor que la masa de B.
- Con el contenido de C se puede obtener agua.

A4.8 La molécula de agua está formada por dos átomos de hidrógeno unido a un átomo de oxígeno. ¿Cuántas moléculas de agua se pueden obtener con el contenido del recipiente C?. Haz un dibujo representativo de la situación final.

A4.9 Suponiendo que el contenido de C reacciona para formar agua (en estado de vapor), explica qué ocurre con las siguientes magnitudes después de efectuarse la reacción química:

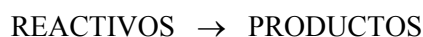
- La masa total contenida en C.
- El número de moléculas totales.
- La presión en el interior del recipiente.

A4.10 El ácido acético es un compuesto formado por átomos de carbono, hidrógeno y oxígeno y que se encuentra representado en el siguiente dibujo:



- Escribe la fórmula de las sustancias representadas e el dibujo. ¿Cuál es la del ácido acético?
- El dibujo representa la reacción entre el ácido acético y el gas oxígeno. ¿Cuál es la fórmula del gas oxígeno?. ¿Cuántas moléculas de reactivos hay?. ¿Y de productos?. ¿Cuántos átomos de cada clase hay antes de la reacción y después de ella?.
- ¿En que consiste una reacción química?.

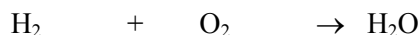
Los procesos químicos se representan por medio de ecuaciones químicas:



En el primer miembro de esta ecuación figuran las fórmulas de las moléculas de reactivos y el segundo las de los productos.

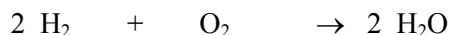
Así la obtención del agua se puede representar por la ecuación:





Como el número de átomos debe permanecer constante (ley de conservación de la masa), en el segundo miembro deben aparecer dos átomos de oxígeno, por lo que han de producirse dos moléculas de agua. Esto requiere, a su vez, la presencia de cuatro átomos de hidrógeno en el primer miembro, es decir, dos moléculas de hidrógeno.

Por tanto la ecuación completa será:



Los números que aparecen delante de las fórmulas moleculares (1 en caso de que no figure ninguno) se llaman COEFICIENTES ESTEQUIOMÉTRICOS y su significado es evidente; representan el número de moléculas que reaccionan y se producen. En estos niveles se determinan por tanteo (contando el número de átomos totales de cada elemento y colocando los números adecuados para que el número de átomos en reactivos y productos sea igual). Esta determinación se denomina AJUSTE de la ecuación química.

A4.11 La molécula de amoníaco esta formada por tres átomos de hidrógeno unidos a un átomo de nitrógeno. Representa gráficamente la reacción de obtención del amoníaco. Escribe la ecuación química correspondiente al proceso y ajústala.

A4.12 Supón que los átomos de nitrógeno los representamos por un cuadrado, los de hidrógeno por un triángulo, los de oxígeno por un círculo y los de carbono por un rombo. ¿Qué representación "geométrica" tendrían las siguientes sustancias puras:?

- a) agua
- b) amoníaco (NH_3)
- c) nitrógeno gaseoso (N_2)
- d) hidrógeno gaseoso (H_2)
- e) agua oxigenada (H_2O_2)
- f) óxido de nitrógeno II (NO)
- g) dióxido de carbono (CO_2)
- h) metano (CH_4)

REGLAS MUY SIMPLES PARA AJUSTAR REACCIONES POR TANTEO:

- a) El número de átomos de cada clase permanece constante (átomos X en reactivos = átomos X en productos).
- b) Para ajustar el número de átomos se colocan números delante de las fórmulas (señalan el número de moléculas que intervienen).
- c) Si en la reacción interviene el agua (caso muy frecuente) el ajuste de los átomos de hidrógeno y de oxígeno se efectúa en último lugar.
- d) Los átomos que se encuentren como sustancia elemental se ajustan los últimos

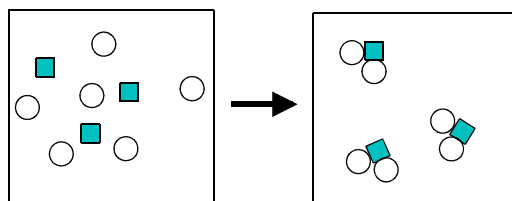
A4.13 Siguiendo con el mismo esquema "geométrico" anterior, ¿cómo escribirías las siguientes reacciones químicas? Ajusta las ecuaciones químicas representadas.

- $C + O_2 \rightarrow CO_2$
- $H_2O_2 \rightarrow H_2 + O_2$
- $N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$
- $H_2O \rightarrow H_2 + O_2$
- $N_2 + O_2 \rightarrow NO$

EJERCICIOS PARA TRABAJAR EN CASA

A4.14 Ajusta las siguientes reacciones:

- $HCl + Zn \rightarrow ZnCl_2 + H_2$
- $C_5H_{12} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$
- $PbO + C \rightarrow CO_2 + Pb$
- $Fe_2O_3 + CO \rightarrow Fe + CO_2$
- $CO + O_2 \rightarrow CO_2$
- $Na_2CO_3 + HCl \rightarrow CO_2 + NaCl + H_2O$
- $H_2 + I_2 \rightarrow HI$
- $KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$
- $CS_2 + Cl_2 \rightarrow CCl_4 + S_2Cl_2$



A4.15 La reacción entre el elemento X (cuadrado) y el elemento Y (círculo) se encuentra representada en el diagrama adjunto. ¿Cómo se escribiría la reacción y qué fórmula tendría la sustancia formada?

A4.16 Seguidamente se describen 2 procesos. Explica si serán o no posibles:

- Nitrógeno (N_2) + Oxígeno (O_2) \rightarrow Amoníaco (NH_3) + Agua (H_2O)
- El azufre (S_8) es una sustancia simple, en estado sólido. Se puso un vaso lleno de azufre en polvo y se calentó hasta que el azufre se convirtió en líquido. Entonces se hizo pasar la corriente eléctrica por el azufre líquido y se formó en uno de los polos nitrógeno gaseoso (N_2) y en el otro oxígeno gaseoso (O_2)

A4.17 Se han realizado las siguientes experiencias:

Experiencia 1: En un tubo de ensayo en el que hay ácido clorhídrico, se echan unos cristales de color blanco (A) cuya densidad es de 2,767 g/ml. Se observa la formación de burbujas hasta que finalmente los cristales blancos desaparecen y queda un líquido incoloro (B)

Experiencia 2: Se pone el líquido incoloro (B) en un plato. Al cabo de varios días ha desaparecido el líquido y tenemos unos cristales de color blanco (D)

Experiencia 3: Se echa ácido clorhídrico en el plato donde están los cristales (D) y no se observa formación de burbujas. Los cristales blancos permanecen en el fondo del plato debajo del ácido echado.

- ¿Son los cristales D que aparecen en el experimento 3 la misma sustancia que los cristales A de la 1ª experiencia o una sustancia distinta? ¿Qué pruebas o argumentos tienes? ¿Cómo lo comprobarías?

b) ¿Lo sucedido en la experiencia 1 ha sido un cambio físico o una reacción química?

Explicación.

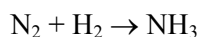
c) ¿Qué nombre darías al proceso 2?

d) El proceso 2, ¿ha sido un cambio físico o una reacción química?

e) ¿El líquido incoloro que queda al final del proceso 1 es una sustancia pura o una mezcla?

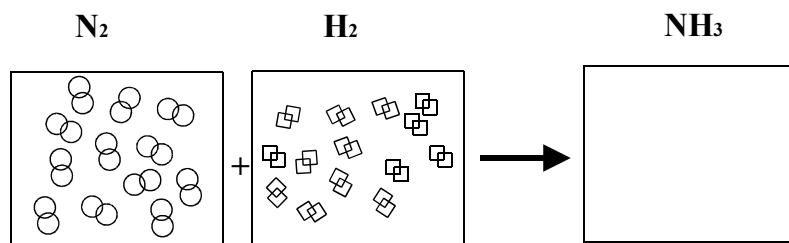
Conforme vamos escribiendo y ajustando reacciones químicas, vamos observando que **las proporciones** en que intervienen y se forman las distintas sustancias, es distinta de una reacción a otra. Del mismo modo, gracias a nuestro "modelo geométrico" (cuando hemos usado cuadrados, círculos, etc...) para representar las reacciones, nos hemos percatado aún más de ello. Este hecho es importante, y se conoce con el nombre de **ley de Proust** o de las **proporciones definidas**.

Volvamos a nuestro modelo de cuadrados, círculos, etc... para verlo más claro. Vamos a comenzar considerando una reacción sencilla: la de síntesis del amoníaco.



A4.18 a) Ajústala.

b) Supongamos que el dibujo siguiente muestra la situación de las moléculas que intervienen en la reacción.



b.1. ¿Cuántas moléculas de amoníaco se formarán

b.2. ¿Sobraron moléculas de algún reactivo?

b.3. ¿Podrá continuar indefinidamente la reacción?

b.4. ¿Cuál es la **proporción más simple** en la que intervienen las moléculas del nitrógeno y el hidrógeno para formar amoníaco?

b.5. ¿Qué sucede si en cualquier otro caso se añaden moléculas que **NO** están en la proporción adecuada?

Suele denominarse **reactivo limitante** a aquél que está en la proporción adecuada que marca el ajuste de la reacción ("estequiometría"), de modo que el reactivo que sobra suele decirse que está en exceso. Sin embargo, en el laboratorio, es imposible contar las moléculas que van a intervenir o producirse en las reacciones químicas, de modo que hay que buscar métodos que solucionen este problema. Tales métodos se verán un poco más adelante. Por ahora, vamos a irnos acostumbrando al uso de esta ley de las proporciones con las masas expresadas en gramos. Hagamos algunos casos prácticos más.

A4.19 El carbonato de calcio (CaCO_3), por reacción del calor puede descomponerse para originar óxido de calcio (CaO) y dióxido de carbono (CO_2). Escribe la reacción y completa la tabla con los datos que faltan (Haz uso de los conocimientos adquiridos hasta ahora)

EXPERIENCIA	g carbonato calcio	g óxido calcio	g dióxido carbono
1	100		44
2		25	
3	2		
4			5

A4.20 En una experiencia de laboratorio, se observa que 127 g de yodo se combinan con 1 g de hidrógeno para formar yoduro de hidrógeno. Se pide:

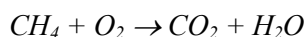
- Proporción de Proust para la formación del yoduro de hidrógeno.
- ¿Qué porcentaje de cada elemento está presente en la sustancia final formada? (composición centesimal)
- ¿Qué cantidad de yodo y de hidrógeno hará falta para formar 10 g de yoduro de hidrógeno?
- En otra experiencia, hacemos reaccionar 3 g de yodo con 3 g de hidrógeno. ¿Qué cantidad de yoduro de hidrógeno se forma y cuánto sobraría de cada sustancia que interviene?
- Explica si el yoduro de hidrógeno es una mezcla de yodo e hidrógeno o una sustancia pura.

EJERCICIOS PARA TRABAJAR EN CASA

A4.21 El cobre reacciona con el oxígeno para formar un óxido de cobre. Se sabe que una molécula de oxígeno reacciona con 2 átomos de cobre (Cu) para formar 2 moléculas del óxido de cobre.

- Escribe y ajusta la reacción correspondiente.
- En otra experiencia se consigue hacer reaccionar 400 moléculas de oxígeno y 100 átomos de cobre. ¿Qué cantidad de óxido se formará y cuánto y qué sustancia sobrarán?
- Determina la masa molecular del óxido de cobre formado
- Encontrar la composición centesimal del óxido de cobre formado.

A4.22 El metano (CH_4) reacciona con el oxígeno para formar dióxido de carbono (CO_2) y agua, según la reacción:



- Ajusta la reacción y trata de expresarla con tus palabras, haciendo intervenir las palabras "átomo y molécula"
- Completa la tabla, indicando en los casos necesarios, si sobra algo de alguna sustancia y cuánto:

Experiencia	Masa metano	masa oxígeno	masa CO_2	masa agua
1	16 g	64 g		36 g
2			15 g	
3	12 g	12 g		
4	64 g	128 g		

A4.23 Dada la reacción química $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2 + \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

- Ajústala e indica y señala si interviene o no algún elemento en ella.
- ¿Qué se quiere indicar al escribir 2H_2 , 2H , H_2 ?
- ¿Cuántos átomos habría en total en $5 \text{H}_2\text{SO}_4$? ¿Cuántos de cada clase?
- ¿Cuántas moléculas habría en total en $6 \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$?

- e) Sabemos que 54 g de Al reaccionan con 294 g de H_2SO_4 para formar 6 g de H_2 . ¿Cuánto $Al_2(SO_4)_3$ se formará a partir de 21 g de Al y 40 g de H_2SO_4 ? ¿Cuál es el reactivo limitante en esta última experiencia?

Aún tenemos pendiente una cuestión muy importante.

Hemos comentado que en el laboratorio de química, no pueden “contarse las moléculas” y mucho menos pesarse. ¿Cómo saben, entonces los químicos, las proporciones en que han de participar y producirse las sustancias que intervienen en las reacciones?

5.- PESANDO ÁTOMOS Y MOLÉCULAS. EL MOL: UN GENIAL INVENTO

Como sabemos, al unidad de masa en el S.I. es el kilogramo. Sin embargo, es imposible detectar en una balanza la masa de cualquier molécula. Ni tan siquiera puede hacerse en g o en mg.

Por otra parte, decir que un cuerpo tiene 45 kg de masa, simplemente significa que “pesa 45 veces más que la unidad que se ha elegido como referencia”, esto es que ese cuerpo “pesa 45 veces más que un litro de agua” (que como sabes es lo que hemos usado en los primeros temas para definir el kilogramo).

A la hora de hablar de las masas de las moléculas y de los átomos, es necesario definir una nueva escala, un nuevo patrón unidad, que nos sirva de referencia, pues el kilogramo es demasiado grande.

Desde hace mucho tiempo, los químicos venían observando que el hidrógeno es el elemento más ligero de todos los que existen que interviene en las reacciones químicas. Por ello, pensaron, que sería muy buena idea adoptarlo como **unidad de masas atómicas** (uma). Así fue. Con correcciones posteriores, decir que por ejemplo, un átomo de azufre pesa 32 uma significa, simplemente, que pesa 32 veces más que el átomo de hidrógeno. Es algo así como el ejemplo que acabamos de poner con los 45 kg. De este modo las cosas, todos los elementos químicos que aparecen en la tabla periódica poseen su dato de masa atómica. Basta por tanto consultarla para conocer cuántas veces es más pesado un átomo que otro.

A4.24 Consultando una tabla periódica, ordena por orden creciente de masas atómicas los siguientes elementos: oro, carbono, bromo, bario, aluminio, magnesio y mercurio.

Esta escala de masas atómicas nos permite conocer, también las masas moleculares, esto es, las masas de las moléculas, con sólo conocer su fórmula química, ya que **la masa molecular (masa en uma de UNA molécula) será, lógicamente, la suma de las masas de cada uno de los átomos que la forman.**

A4.25 A) Determina las masas moleculares de las siguientes sustancias

- Alcohol (CH_3CH_2OH)
- Cal viva (CaO)
- Sosa cáustica ($Na(OH)$)
- Óxido de Hierro III (Fe_2O_3)
- Butano (C_4H_{10})
- Nitrato de Cobre II ($Cu(NO_3)_2$)
- Sulfato de Aluminio $Al_2(SO_4)_3$

- B) ¿Qué significado tiene decir que “una molécula de ácido sulfúrico tiene una masa de 98 uma?”

La verdad es que, en principio, parece que no hemos adelantado mucho, pues seguimos sin saber "la equivalencia entre la uma y el kilogramo", con lo que el problema que formulamos antes, sigue en pie, esto es: ¿cómo saber, en gramos o en kilogramos, las masas de las sustancias que intervienen y se producen en las reacciones?

Veamos.

A4.26 Completa:

"Una molécula de agua, H_2O , pesa, en umas....."

"Dos moléculas de agua, pesan, en umas....."

"Cinco moléculas de agua, pesan en umas....."

"Trescientas moléculas de agua, pesan en umas....."

"Un millón de moléculas de agua, pesan en umas....."

Aunque pueda parecer lo contrario, un millón, 10^6 , de moléculas de agua no son suficientes como para que la balanza del laboratorio sea capaz de detectarlas, pero podemos seguir "añadiendo moléculas hasta que la balanza marque algo importante"

" 10^{10} moléculas de agua, pesarían en umas....."

Un último cálculo más: el más importante:

" $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua, en umas, pesarían....."

Sin embargo, este número, $6,022 \cdot 10^{23}$ es ya un número muy muy grande. Tanto, que la balanza es capaz de detectar la masa de ese gran número de moléculas. **Para el caso del agua, $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de H_2O pesan 18 gramos.** ¡Qué curioso...! El mismo **valor numérico** que la masa molecular en uma de una molécula de agua.

Este número, $6,022 \cdot 10^{23}$ no se ha escogido de modo arbitrario. Precisamente, lo que antes sucedía con el agua sucede con todas las sustancias. Al número $6,022 \cdot 10^{23}$ se lo denomina **NÚMERO DE AVOGADRO**, y es de los más importantes que existen en química. Es un número muy grande. En **una primera aproximación** podemos escribir que

A la masa del número de Avogadro de partículas de una sustancia, se la denomina MOL, y se ha adoptado ese valor de $6,022 \cdot 10^{23}$ para que el valor numérico de esa masa coincida con el valor numérico que indica la masa en uma de una de esas partículas (átomos o moléculas)

El MOL, por tanto, es una unidad DE CANTIDAD DE SUSTANCIA. Es uno de los conceptos más importantes y fundamentales en Química. Es algo así como "la docena" de los químicos. Por ejemplo, estamos acostumbrados a manejar y entender el concepto de "la docena": una docena de naranjas, tres docenas de melocotones, media docena de huevos, etc..., y esto no nos ofrece duda sobre la cantidad de la que hablamos y de cuál de ellas pesa más. Pues casi del mismo modo, cuando hablamos de mol, estamos hablando casi de la misma manera, sólo que esa "docena química" NO es de 12 unidades, sino de

$6,022 \cdot 10^{23}$ unidades. Una de "esas docenas" que llamamos mol, pesa un número igual de gramos que el que nos indica su masa molecular, pero OJO! posee un significado distinto.

A4.27 Supón que repartimos un mol de pesetas entre todos los habitantes del planeta Tierra, cuya población se acerca a los 8000 millones de habitantes.

- ¿Cuántas pesetas estamos repartiendo?
- ¿Cuántas pesetas te corresponderían a ti?

A4.28 a) ¿Qué pesará más una docena de melocotones o una docena de uvas? ¿Por qué?

b) ¿Qué pesará más un mol de nitrógeno (N_2) o un mol de cloro (Cl_2)?

c) ¿Dónde hay mayor número de átomos: en un mol de hierro o en un mol de carbono? ¿Por qué? ¿Cuál de esos moles pesará más?

A4.29 ¿Podrías deducir cuántos kilogramos son una uma?

A4.30 Completa la tabla:

Sustancia	Masa una molécula (uma)	Masa 1 mol	Masa una molécula (Kg)
Carbonato de sodio (Na_2CO_3)			
Benceno (C_6H_6)			
Amoniaco			
Ácido sulfúrico (H_2SO_4)			

Con la idea de MOL, podemos determinar tanto el número de "especies" (átomos, moléculas, etc) presentes en una determinada cantidad de gramos (o kilogramos) de sustancia, como la operación inversa: conocida la masa de una sustancia, averiguar el número de moles presentes en ella. Para eso, sólo nos basta hacer uso de los factores de conversión correspondientes y disponer de una tabla periódica.

A4.31 Disponemos de 125 g de cada una de las siguientes sustancias: Cloro (Cl_2), agua, sal ($NaCl$), metanol (CH_3OH), hierro, Níquel, Oxígeno (O_2). Ordénalas en orden creciente según el número de moles. Ordénalas en orden creciente según el número de partículas (átomos o moléculas)

A4.32 a) ¿Cuántas moléculas de agua ingerimos al beber $\frac{1}{4}$ l de agua? ¿Cuántos átomos de hidrógeno ingerimos entonces?

b) Un óxido de nitrógeno tiene de fórmula N_2O_5 . Determina su composición centesimal y la reacción que correspondería a su formación a partir del nitrógeno y oxígeno gaseosos.

EJERCICIOS PARA TRABAJAR EN CASA

A4.33 Al escribir a lápiz un párrafo de 8000 palabras, se han gastado 0,15 g del carbón de la mina.

- ¿cuántos átomos de carbón se han utilizado?
- ¿cuántos átomos de carbón tendrán, en promedio, cada palabra?

A4.34 Ordena las siguientes sustancias según su peso en gramos: 0,2 moles de aluminio, 0,1 moles de mercurio, 1 mol de metano (CH_4), 8 moles de hidrógeno (H_2), 25 g de fósforo, 500 mg de azufre, 250 ml de agua destilada.

A4.35 ¿Qué sustancia, de las del ejercicio anterior, contiene mayor número "de especies"? ¿Y la menor?

A4.36 Comenta la afirmación siguiente, explicando si estás o no de acuerdo con ella: "Un mol de cualquier sustancia contiene el mismo número de especies, pero no pesan lo mismo"

A4.37 El esqueleto de un animal pesó 12 kg, de los que se sabe que sólo el 45 % corresponde al fosfato de calcio, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ de esos huesos.

- ¿Cuántos gramos de fosfato de calcio contiene el esqueleto?
- ¿Cuántas moléculas de fosfato de calcio contiene?
- ¿Cuántos átomos de calcio posee el esqueleto?

A4.38 ¿Dónde hay mayor número de átomos de nitrógeno:

- $1,23 \cdot 10^{22}$ moléculas de nitrógeno (N_2)
- 100 g de amoníaco (NH_3)
- 100 g de ácido nítrico (HNO_3)
- 100 g de óxido de nitrógeno II (NO)

A4.39 ¿Cuántos moles de azúcar ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) harán falta para disponer de $\frac{1}{2}$ kg de azúcar? Si un terrón de azúcar tiene una masa de 0,85 g, ¿cuántos moles son?

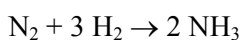
A4.40 Un saco de abono de 12 kg posee un 18% de nitrato de potasio (KNO_3).

- ¿Cuántos gramos de nitrato de potasio posee?
- ¿Cuántas moléculas de nitrato de potasio?
- Un terreno precisa abonarse con 105 kg de nitrato de potasio. ¿Cuántos sacos se necesitarán?

A4.41 Disolvemos 5 g de sal (NaCl) en medio litro de agua. Suponiendo que no hay variación de volumen apreciable, ¿cuántos moles de sal se han disuelto? ¿Cuál podría ser la concentración de esa disolución en g/l? ¿Y en "moles/litro"?

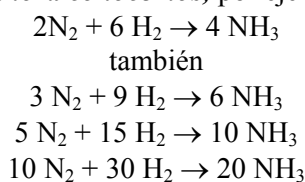
6.- ¿EL MOL EN LAS REACCIONES QUÍMICAS?: ¿QUÉ IDEA!

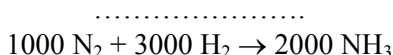
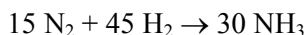
El concepto de MOL es uno de los más útiles y fructíferos en química. De hecho, nos va a permitir "resolver" el problema que aún tenemos pendiente con las reacciones químicas. Ya que conocemos la reacción de síntesis del amoníaco, vamos a seguir trabajando con ella:



Tal y como la tenemos escrita, y con lo que sabemos hasta ahora, las "proporciones que nos marcan los números del ajuste" nos da la relación entre las moléculas que participan en ella, pero NO **los gramos** necesarios de esas sustancias que cumplen la ley de Proust.

Por otra parte, esa misma ley de Proust nos permite escribir la reacción anterior de otro modo similar **que sigue respetando las reglas que hasta ahora conocemos**, por ejemplo:





A4.42 ¿Por qué siguen siendo válidas las maneras anteriores de escribir la reacción para la síntesis del amoníaco?

A4.43 Si seguimos escribiendo la misma reacción anterior y ponemos $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de N_2 (un mol), cuántas moléculas serán necesarias de hidrógeno? ¿Cuántos moles de hidrógeno serán? ¿Cuántos moles de amoníaco se producirán?

A4.44 Siguiendo con la misma "estrategia" anterior, y ya que hemos hecho intervenir el concepto de mol en la reacción, completa EN GRAMOS la relación de Proust para las siguientes reacciones (ajústalas previamente si lo consideras necesario)

- a) $\text{N}_2 + 3 \text{ H}_2 \rightarrow 2 \text{ NH}_3$
- b) $\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$
- c) $\text{FeO} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$
- d) $\text{Ba(OH)}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- e) $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

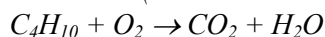
Un hecho que tal vez pueda sorprendernos es que mientras que la masa de las reacciones químicas se conserva, **la ley de Lavoissier no impone ninguna restricción en lo referente el número de moléculas, y por tanto al número de moles.** (Compruébalo con algunos de los ejemplos anteriores)

EJERCICIOS PARA TRABAJAR EN CASA

A4.45 Completa la siguiente tabla:

Proporción	$\text{SO} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$	$\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$	$\text{K(OH)} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
en moles			
en gramos			
en umas			
en moléculas			

A4.46 Completa esta otra tabla para la reacción: (indica si sobra algún reactivo en algún caso)



C_4H_{10}	O_2	CO_2	H_2O
4 moles			
250 g			
		16 moles	
			100 g
5 moles	5 moles		
20 g	20 g		

A4.47 El carbonato de sodio (Na_2CO_3) reacciona con el ácido clorhídrico (HCl) para formar dióxido de carbono (CO_2), cloruro de sodio (NaCl) y agua.

- Escribe y ajusta esta reacción.
- ¿Cuántos moles de sal (NaCl) se producirán a partir de 50 g de carbonato de sodio?
- ¿Cuántos gramos de agua se producirán a partir de 2 moles de HCl ?
- ¿Cuántos gramos de sal se producirán a partir de 4 g de carbonato de sodio y 1,5 moles de HCl ? ¿Sobra algún reactivo?
- ¿Cuántos gramos de sal y de agua se formarán a partir de 10 g de HCl y 10 g de carbonato de sodio? ¿Cuál será el reactivo limitante?

A4.48 Un químico que estaba en la ruina, vendió su cadena de oro a un joyero.

-“Le vendo esta cadena de oro puro, que contiene $5,35 \cdot 10^{23}$ átomos de oro puro”- dijo el químico.

-“Lo siento”- dijo el joyero -“pero yo sólo compro oro a 1700 pts el gramo, así que le doy 320.000 pesetas por su cadena; no más”

Tras pensar un momento, el químico dijo “de acuerdo, cerremos el trato”.

¿Fue justo el trato?

A4.49 Determina la composición centesimal del nitrato de amonio (NH_4NO_3)

A4.50 Un óxido de cloro posee un 47% de cloro. ¿Cuál es la proporción de Proust para la formación de este óxido? En un determinado experimento, se necesitan disponer de 100 g de cloro. ¿Qué cantidad habrá que coger de óxido?

A4.51 El óxido de cloro del problema anterior tiene de fórmula Cl_2O_5 . Escribe y ajusta la que sería la reacción de su formación a partir del oxígeno y cloro moleculares ¿Cuántos átomos de oxígeno habría en 1 kg de ese óxido?