



## 1. Masa atómica.

Una unidad de masa atómica es tan pequeña que se corresponde con  $1,67 \times 10^{-27}$  kg. Es decir la equivalencia entre u y kg es:

$$1u = 1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

La masa atómica (A) de todos los elementos químicos podemos encontrarla en la tabla periódica. Por ejemplo, la masa atómica del nitrógeno es 14u. Es decir, un átomo de nitrógeno tiene una masa atómica (A) de 14u ó  $A(\text{N}) = 14u$ .

**Ejercicio 1.** Consultando una tabla periódica, ordena por orden creciente de masas atómicas los siguientes elementos: oro, carbono, bromo, bario, aluminio, magnesio y mercurio. Indica su valor en u.

## 2. Masa molecular (M).

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 una de UNA molécula) será, lógicamente, la suma de las masas atómicas de cada uno de los átomos que la forman.** La masa molecular se representa por la letra M.

Ejemplo: La masa molecular del  $\text{H}_2\text{O}$  es 18u, es decir  $M(\text{H}_2\text{O}) = 18u$ , porque:

$$A(\text{H}) = 1u$$

$$A(\text{O}) = 16u$$

Como en una molécula de  $\text{H}_2\text{O}$  hay dos átomos de H y uno de O;

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times A(\text{H}) + 1 \times A(\text{O}) = 2 \times 1 + 1 \times 16 = 18u.$$

**Ejercicio 2.** Dadas las siguientes masas atómicas: O:16; N:14; H:1; S:32; Ca:40; Cl: 35,5. Calcula las masas moleculares de las sustancias:

Ozono,  $\text{O}_3$  :

Amoniaco,  $\text{NH}_3$  :

Dióxido de azufre,  $\text{SO}_2$  :

Hidróxido de calcio,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  :

Cloruro de calcio,  $\text{CaCl}_2$  :

Ácido sulfúrico,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  :

## 3. Cantidad de sustancia, mol y N° de Avogadro.

El número  $6,02 \cdot 10^{23}$  es muy importante en química. Recibe el nombre de **Número o Constante de Avogadro ( $N_A$ )**

Es el número de átomos de C que hay que reunir para que su masa sea igual a 12,0 g (el valor de la masa atómica en gramos). Por tanto:

**Masa de 1 átomo de C: 12,0 u**

**Masa de  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos de C: 12,0 g**

Comparemos ahora las masas de un átomo de C y uno de H:

Masa de 1 átomo de C : 12 u

Masa de 1 átomo de H: 1 u

Observa que un átomo de H tiene una masa 12 veces inferior a uno de C.

Si ahora tomamos  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos de C y el mismo número de átomos de H, resultará que éstos tendrán una masa 12 veces menor:

Masa de  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos de C: 12,0 g

Masa de  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos de H: 1,0 g

Si repetimos este razonamiento para otros átomos llegaríamos a idénticas conclusiones:

Masa de  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos de O: 16,0 g

Masa de  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos de N: 14,0 g

Y lo mismo pasaría si extendemos el razonamiento a moléculas:

Masa de  $6,02 \cdot 10^{23}$  moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$  : 18,0 g

Masa de  $6,02 \cdot 10^{23}$  moléculas de  $\text{CO}_2$  : 44,0 g

**Se define el mol como la cantidad de sustancia que contiene  $6,02 \cdot 10^{23}$  unidades elementales.**

Cuando se usa el mol las unidades elementales deben ser especificadas, pudiendo ser átomos, moléculas, iones...

**El mol es la unidad de cantidad de materia del Sistema Internacional de Unidades (S.I.)**

**La masa de un mol en gramos es igual al valor de la masa atómica o molecular.**

1mol de (moléculas) de <b>agua</b>	es la cantidad de <b>agua</b>	que <b>contiene <math>6,02.10^{23}</math> moléculas de agua</b>	su masa es <b>18,00 g</b>
1mol de (átomos) de <b>hierro</b>	es la cantidad de <b>hierro</b>	que contiene <b><math>6,02.10^{23}</math> átomos de hierro</b>	su masa es <b>55,85 g</b>
1mol de (moléculas) de <b>amoniaco</b>	es la cantidad de <b>amoniaco</b>	que contiene <b><math>6,02.10^{23}</math> moléculas de amoniaco</b>	su masa es <b>17,00 g</b>

**Ejercicio 3.** Supón que repartimos un mol de euros entre todos los habitantes del planeta Tierra, cuya población se acerca a los 8000 millones de habitantes.

- ¿Cuántos euros estamos repartiendo?
- ¿Cuántos euros te corresponderían a tí?

### 3.1. Masa molar.

**La masa molar** de una sustancia es la masa de un mol de dicha sustancia y se expresa en g/mol. La masa molar del hierro es de 55,85g/mol y la del amoniaco de 17 g/mol.

**Ejercicio 4.** ¿Qué pesará más una docena de melocotones o una docena de uvas? ¿Por qué?

- ¿Qué pesará más un mol de nitrógeno ( $N_2$ ) o un mol de cloro ( $Cl_2$ )?
- ¿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?
- ¿Cuántas moléculas de  $H_2O$  hay en 18g de  $H_2O$ ? ¿Y cuántos átomos de Na hay en 23g de sodio? (Busca en la tabla periódica los datos que necesites)

### 3.2. Cálculo de la cantidad de sustancia. Número de moles.

El número de moles que hay en una masa de una determinada sustancia lo podemos calcular mediante la siguiente fórmula:

$$n = \frac{m}{M}$$

n= número de moles  
m= masa en gramos  
M= masa molar (g/mol)

**Ejercicio 5.** Calcula el número de moles que hay en:

- En 100g de agua.
- En 58 g de cloruro sódico.  
Consulta los datos que necesites en la tabla periódica.

**Ejercicio 6.** ¿Cuántos moles son:

- 7,0 g de Na?
  - 20,5 g de  $H_2O$ ?
  - 64,8 g de  $H_2SO_4$ ?
- Consulta los datos que necesites en la tabla periódica.

**Ejercicio 7.** Necesitamos tener:

- 1,20 moles de Zn.
- 0,25 moles de  $CH_4$
- 3,40 moles de  $H_2CO_3$

¿Cuántos gramos deberemos pesar de cada sustancia?

Consulta los datos que necesites en la tabla periódica.

Practica con simulaciones el cálculo del número de moles: <http://www.educaplus.org/game/calculo-de-la-cantidad-de-sustancia>

#### 4. Cambios físicos y cambios químicos.

En la naturaleza se producen cambios constantemente, como la explosión de un volcán, los cambios de estado, el movimiento de los planetas, la oxidación de los metales, etc. Estos cambios pueden clasificarse en dos grupos: cambios físicos y cambios químicos.

En los **cambios físicos**, las sustancias mantienen su naturaleza y sus propiedades; por tanto, siguen siendo las mismas.

En los **cambios químicos**, se modifica la naturaleza de las sustancias y se forman otras nuevas con propiedades diferentes. En estos cambios las sustancias iniciales se transforman en otras mediante una reacción química.



**Ejercicio 8.** Cita tres ejemplos de cambios físicos y otros tres de cambios químicos que ocurren en la naturaleza.

#### 5. Reacciones químicas.

En un proceso químico (o reacción química) se produce una profunda alteración de la materia. Se parte de unas sustancias (reactivos) y lo que se obtiene después del proceso (productos) son unas sustancias completamente diferentes a las de partida. Hay un cambio en la composición de la materia.

Para representar abreviadamente las reacciones químicas se utilizan las **ecuaciones químicas**.

En una ecuación química se escriben las fórmulas de los reactivos a la izquierda y las de los productos a la derecha separados por una flecha:

Reactivos  $\longrightarrow$  Productos

Ejemplo:  $\text{H}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{H}_2\text{O}$

#### 6. La Ley de Conservación de la Masa o Ley de Lavoisier.

**En una reacción química la masa permanece constante**. Es decir, la suma de las masas de los reactivos ha de ser igual a la suma de las masas de los productos.



Lavoisier y Marie Paulze, su esposa 1788. Metropolitan de N.Y.

En el siguiente vídeo podrás conocer al matrimonio Lavoisier y su contribución a la ciencia: <https://www.youtube.com/watch?v=xJNLi4iziPo>

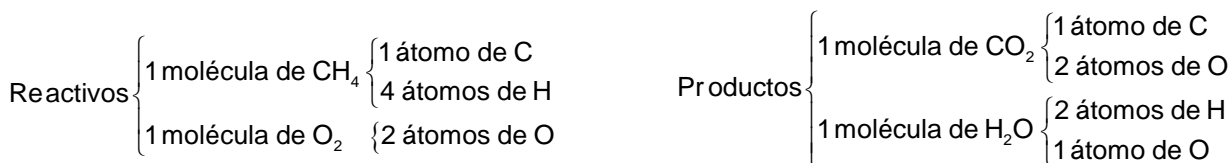
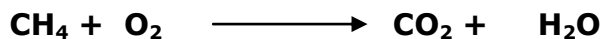
Para expresar esta ley cuando escribimos una reacción química tenemos que ajustar la reacción. El proceso de ajustar (o igualar) la ecuación consiste en colocar números delante de las fórmulas (coeficientes estequiométricos) para garantizar que exista el mismo número de átomos en los reactivos que en los productos, ya que en una reacción química no pueden desaparecer o crearse átomos.

Al ajustar la reacción de formación del agua tendremos:



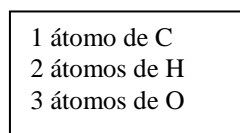
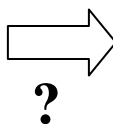
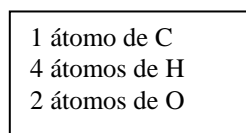
Con ello garantizamos que los reactivos están en las proporciones justas (*cantidades estequiométricas*) para reaccionar.

Reacción no ajustada:



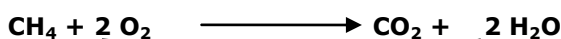
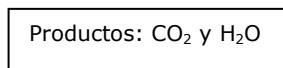
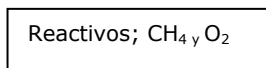
Reactivos

Productos

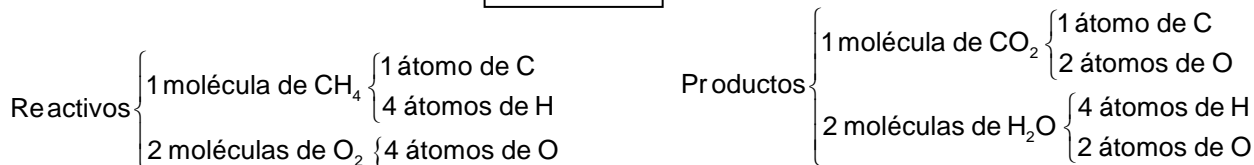


¿Han desaparecido 2 átomos de H y ha aparecido 1 átomo de O?

Reacción ajustada:

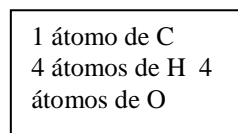
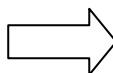
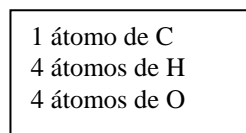


Coeficientes



Reactivos

Productos



Hay el mismo número de átomos de cada elemento en los reactivos y en los productos, lo que pasa es que se enlazan de forma distinta formando compuestos diferentes.

En esta página podrás realizar algunos de los experimentos de Lavoisier:  
<http://www.iesaguilarycano.com/dpto/fyq/lavoisier.html>

### Reglas muy simples para ajustar por tanteo:

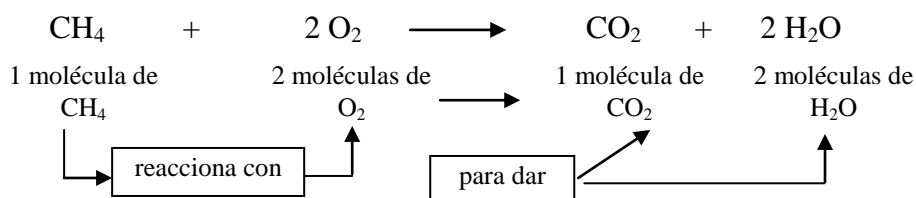
1. El número de átomos de cada clase permanece constante (átomos X en reactivos = átomos X en productos).
2. Para ajustar el número de átomos se colocan números delante de las fórmulas (señalan el número de moléculas que intervienen).
3. Si en la reacción interviene el agua (caso muy frecuente) el ajuste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

Para practicar: <https://phet.colorado.edu/es/simulation/balancing-chemical-equations>

Cuando tenemos la reacción química ajustada, nos ofrece dos tipos de información; **información cualitativa e información cuantitativa.**

Desde el punto de vista cualitativo, expresan la naturaleza de las sustancias que reaccionan y se producen.

Desde el punto de vista cuantitativo, expresan la relación entre el número de partículas (átomos, moléculas, iones) que intervienen en una reacción química.



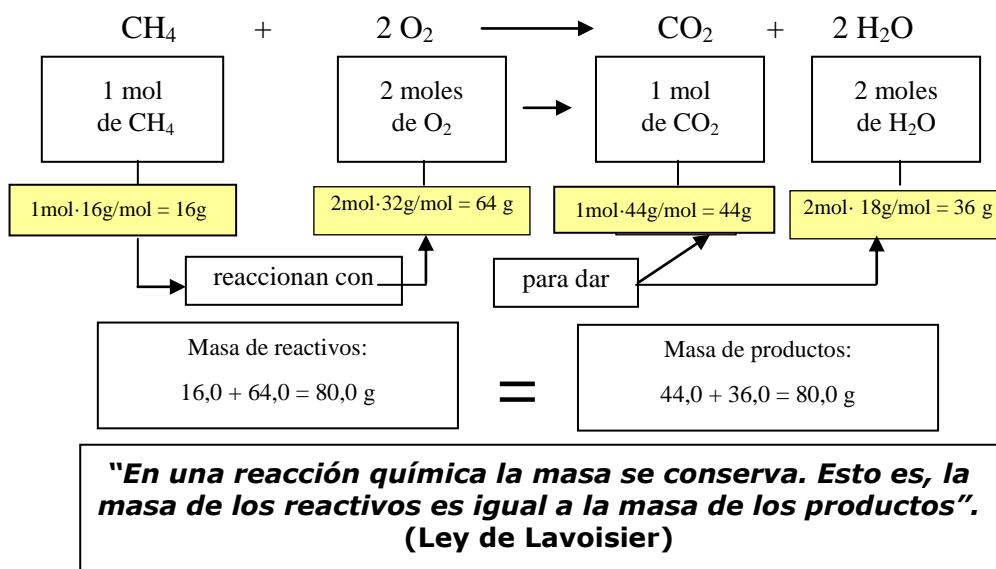
Por tanto **si queremos que reaccionen en las cantidades justas tenemos necesidad de "contar" moléculas**, ya que los reactivos han de estar en la proporción de 2 moléculas de O<sub>2</sub> por una de CH<sub>4</sub>, pero ¿cómo contar moléculas?

Para conseguirlo hacemos uso del concepto de **mol**:

Un mol de CH<sub>4</sub> es la cantidad de metano que contiene 6,02 · 10<sup>23</sup> moléculas de metano y, según se estableció, su masa en gramos coincide con la masa de la molécula en u. Esto es: 16,0 g. Por tanto, si tomamos 16,0 g de CH<sub>4</sub> estamos cogiendo 6,02 · 10<sup>23</sup> moléculas de CH<sub>4</sub>.

Repitamos ahora el razonamiento con el oxígeno. Un mol de O<sub>2</sub> es la cantidad de oxígeno que contiene 6,02 · 10<sup>23</sup> moléculas de O<sub>2</sub> y su masa coincide con la masa de la molécula en gramos. Esto es: 32,0 g. Por tanto, si tomamos 32,0 g de O<sub>2</sub> estamos cogiendo 6,02 · 10<sup>23</sup> moléculas de O<sub>2</sub>. Si necesito coger el doble de moléculas debería de coger 2 moles. Esto es 64,0 g de O<sub>2</sub>

**En resumen, si quiero que las moléculas de CH<sub>4</sub> y O<sub>2</sub> estén en proporción 1:2 debería de coger 1 mol de CH<sub>4</sub> y 2 moles de O<sub>2</sub>, o lo que es lo mismo, 16,0 g de CH<sub>4</sub> y 64,0 g de O<sub>2</sub>.**

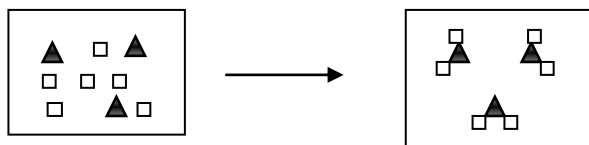


**Ejercicio 9.** Ajusta las reacciones químicas representadas:

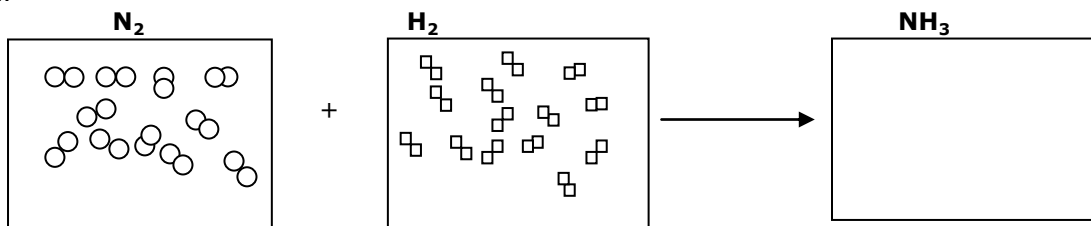
- a)  $C + O_2 \longrightarrow CO_2$
- b)  $H_2O_2 \longrightarrow H_2 + O_2$
- c)  $N_2 + H_2 \longrightarrow NH_3$
- d)  $H_2O \longrightarrow H_2 + O_2$
- e)  $N_2 + O_2 \longrightarrow NO$
- f)  $HCl + Zn \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$
- g)  $C_5H_{12} + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$
- h)  $PbO + C \longrightarrow CO_2 + Pb$
- i)  $Fe_2O_3 + CO \longrightarrow Fe + CO_2$
- j)  $CO + O_2 \longrightarrow CO_2$
- k)  $Na_2CO_3 + HCl \longrightarrow CO_2 + NaCl + H_2O$
- l)  $H_2 + I_2 \longrightarrow HI$
- m)  $KClO_3 \longrightarrow KCl + O_2$
- n)  $CS_2 + Cl_2 \longrightarrow CCl_4 + SCl_2$

**Ejercicio 10.** Con las ecuaciones del ejercicio 8 ajustadas. Comprueba la ley de conservación de la masa en las reacciones a), b), d), e), f) y m). Consulta las masas atómicas en la tabla periódica.

**Ejercicio 11.** La reacción entre el elemento X (cuadrado) y el elemento Y (triángulo) se encuentra representada en el diagrama adjunto. ¿Cómo se escribiría la reacción y qué fórmula tendría la sustancia formada?



**Ejercicio 12.** Supongamos que el dibujo siguiente muestra la situación de las moléculas que intervienen en la reacción.



- a) ¿Cuántas moléculas de amoníaco se formarán?
- b) ¿Sobraron moléculas de algún reactivo?
- c) ¿Podrá continuar indefinidamente la reacción?
- d) ¿Cuál es la **proporción más simple** en la que intervienen las moléculas del nitrógeno y el hidrógeno para formar amoníaco?

**Ejercicio 13:** Dada la reacción química:



- a) Ajustala e indica y señala si interviene o no algún elemento químico en ella.
- b) Comprueba que se cumple la Ley de la conservación de la masa.

### 6.1. Cálculos estequiométricos en reacciones químicas.

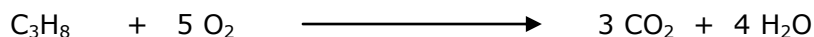
La información que nos proporciona una reacción química ajustada nos sirve de referencia para poder calcular las cantidades de reactivos necesarios para formar una determinada cantidad de producto, o viceversa, la cantidad de producto que se formará a partir de una determinada cantidad de reactivo.

#### Ejemplo 1:

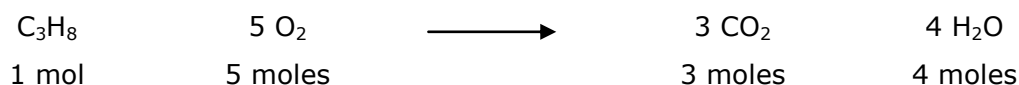
Se queman 0,34 moles de propano ( $C_3H_8$ ) y queremos saber los moles de oxígeno necesarios para quemarlos y los moles de dióxido de carbono que se obtienen.

**Solución:**

Se escribe y ajusta la reacción química correspondiente. Siempre que se quema un compuesto formado por C e H se obtiene CO<sub>2</sub> y H<sub>2</sub>O



Se hace el balance en moles:



Moles de oxígeno necesarios para la combustión:

$$0,34 \text{ moles } \cancel{\text{C}_3\text{H}_8} \frac{5 \text{ moles O}_2}{1 \text{ mol } \cancel{\text{C}_3\text{H}_8}} = 1,70 \text{ moles O}_2$$

Moles de CO<sub>2</sub> obtenidos:

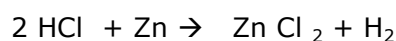
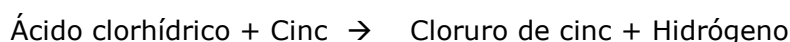
$$0,34 \text{ moles } \cancel{\text{C}_3\text{H}_8} \frac{3 \text{ moles CO}_2}{1 \text{ mol } \cancel{\text{C}_3\text{H}_8}} = 1,02 \text{ moles CO}_2$$

### Ejemplo 2:

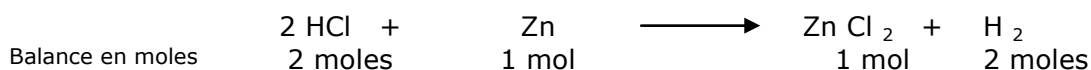
El cinc reacciona con el ácido clorhídrico formando cloruro de cinc e hidrógeno gas. Hacemos reaccionar 6,0 g de ácido y queremos saber cuántos gramos de cinc necesita.

### Solución:

Se escribe y ajusta la reacción química:



Se hace el balance en moles y en gramos (a partir de las masas molares):



Se pasa el dato que te dan a moles dividiendo por la masa molar o con un factor de conversión:

$$6,0 \text{ g de HCl} \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g de HCl}} = 0,16 \text{ moles de HCl}$$

Para plantear este factor de conversión debes utilizar la masa molar del compuesto.

Transforma ahora los moles del dato en moles de la incógnita leyendo el correspondiente factor de conversión en la ecuación ajustada

$$0,16 \text{ moles de HCl} \frac{1 \text{ mol de Zn}}{2 \text{ mol de HCl}} = 0,08 \text{ moles de Zn}$$

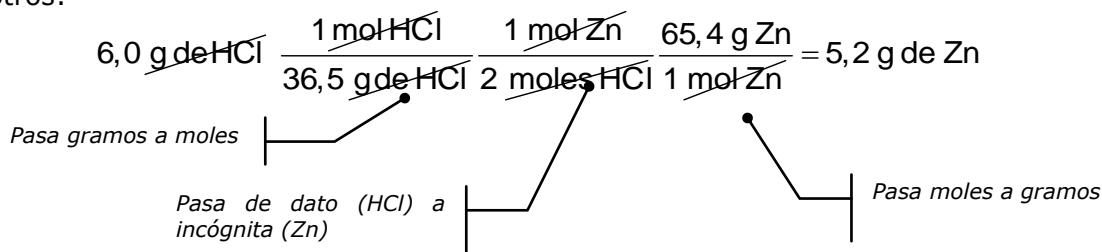
Lee el balance en la ecuación ajustada

**Transforma moles en gramos** usando la masa atómica o molecular:

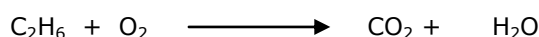
$$0,08 \text{ moles de Zn} \frac{65,4 \text{ g de Zn}}{1 \text{ mol de Zn}} = \boxed{5,2 \text{ g de Zn}}$$



Esto se puede hacer de forma directa "empatando" unos factores de conversión con otros:



**Ejercicio 14:** Se queman 0,34 moles de etano:



- Ajusta la reacción química.
- Calcula los moles de oxígeno necesarios.
- Determina los moles de dióxido de carbono que se obtienen.

**Ejercicio 15:** El Zn reacciona con el ácido clorhídrico según el siguiente proceso:



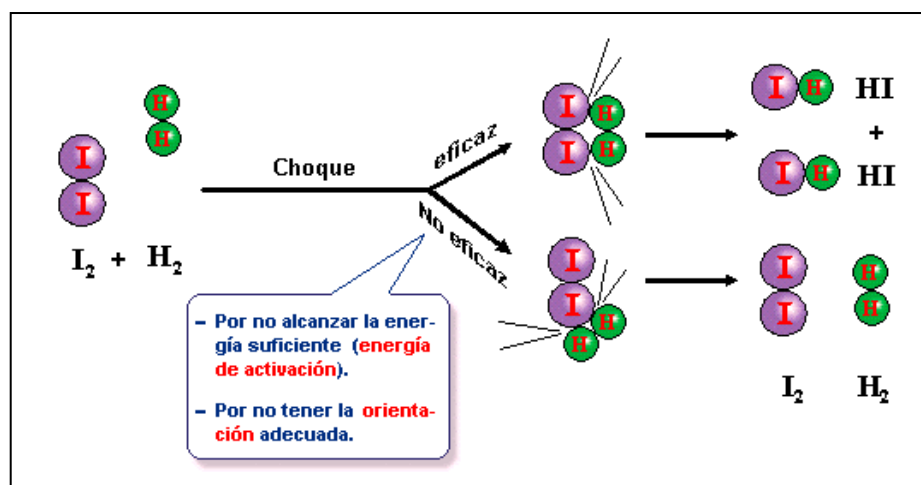
- Ajusta la reacción química.
- ¿Cuántos moles de hidrógeno se forman a partir de 0,5 moles de Zn? ¿Y de dicloruro de zinc?
- ¿Cuántos gramos de Zn y de dicloruro de zinc se han obtenido?

## 7. Mecanismo de las reacciones químicas. Teoría de colisiones.

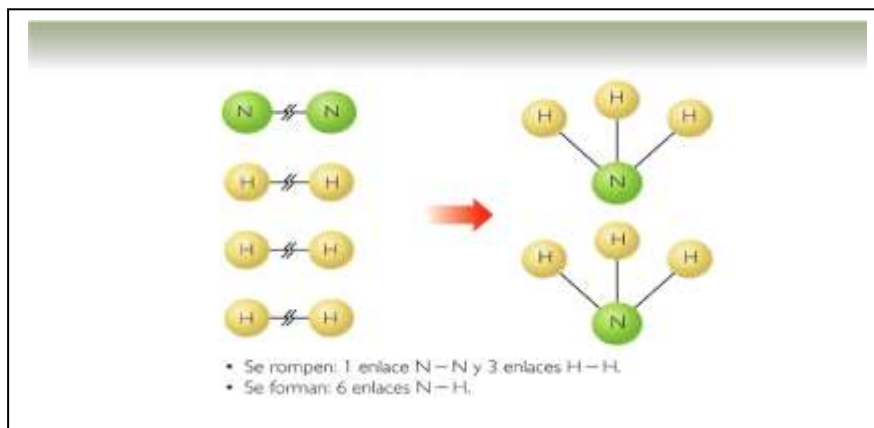
La teoría de colisiones explica cómo suceden las reacciones químicas. Las reacciones químicas se inician al chocar entre sí las moléculas que poseen suficiente energía, provocando la ruptura de los enlaces de las moléculas de los reactivos y la formación de nuevos enlaces que originan las moléculas de los productos.

Para que se verifique una reacción química ha de producirse:

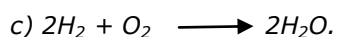
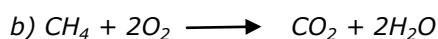
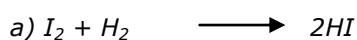
- El choque entre las moléculas de los reactivos y de los productos. Este choque debe realizarse con la orientación adecuada para que sea eficaz, y con la suficiente energía (energía de activación) para que se rompan o debiliten los enlaces.



- Como consecuencia del choque, se rompen los enlaces entre los átomos de las moléculas de los reactivos, y se generan nuevos enlaces para formar los productos. Hay un reagrupamiento de los átomos de forma distinta.



**Ejercicio 16.** Indica qué enlaces se forman y cuáles se rompen en las siguientes reacciones químicas:

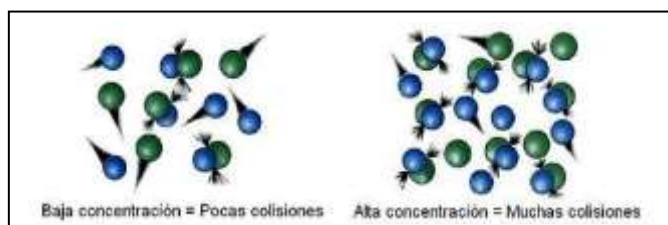


## 8. Velocidad de reacción. Factores que influyen.

Hay reacciones químicas que transcurren muy lentamente, como el amarilleo de las hojas de los libros, la oxidación del hierro o el endurecimiento de la goma de los zapatos. En otras ocasiones, la reacción es casi instantánea, como la explosión de un petardo o la combustión del papel.

La teoría de colisiones explica los factores que influyen en la velocidad de reacción:

Factor	Comportamiento	Explicación (según la teoría de colisiones).	Ejemplo
<b>Concentración de los reactivos</b>	Al aumentar la concentración de los reactivos, la velocidad de la reacción aumenta.	Al aumentar la concentración de los reactivos, aumenta el número de moléculas y, por tanto, el número de choques eficaces.	La materia orgánica es estable en el aire, pero arde en oxígeno puro.
<b>Temperatura</b>	Generalmente, al aumentar la temperatura, la reacción se hace más rápida.	Al aumentar la temperatura, las moléculas se mueven a mayor velocidad y la energía de la colisión es mayor.	Los alimentos se conservan mejor en la nevera ya que el calor acelera la descomposición.



En la siguiente simulación podrás poner en práctica los factores que intervienen en la velocidad de reacción:

<https://phet.colorado.edu/es/simulation/legacy/reactions-and-rates>

**Ejercicio 17.** La velocidad de una reacción química se mide registrando la variación de una propiedad del sistema que reacciona con el tiempo; esa propiedad normalmente es la concentración de un reactivo.

Se mide la cantidad de dos sustancias en un vaso de precipitados en el que está ocurriendo una reacción química. Estas cantidades se muestran en la tabla:

Masa A (g)	7,5	3,75	2,50	1,88
Masa B (g)	1,7	3,4	6,8	13,6
Tiempo (min)	1	2	3	4

¿Las sustancias A y B son reactivos o productos de la reacción? Justifica tu respuesta.

**Ejercicio 18:** Llenamos un vaso con agua caliente y el otro con la misma cantidad de agua fría. Luego dejamos caer una pastilla efervescente en cada vaso y vemos que en el vaso con agua caliente la velocidad de la reacción química es mayor y la pastilla se disuelve en menos tiempo. ¿Explica por qué?

## 9. Química, sociedad y medio ambiente

**Ejercicio 19:** Observa la imagen y contesta las siguientes preguntas sobre el efecto invernadero:

- ¿En qué consiste?
- ¿Qué gases lo producen?
- ¿Qué actividades humanas emiten los gases que lo provocan?
- ¿Qué medidas tomarías para reducirlo y evitarlo?



**Ejercicio 20:** Busca información sobre cinco productos procedentes de la industria química que contribuyan a mejorar la calidad de vida de las personas.

**Ejercicio 21:** De la siguiente lista de sustancias, diferencia las de origen natural de las de origen sintético: a) Carbonato de calcio. b) Dióxido de azufre. c) Glucosa. d) Sal común. e) Ácido clorhídrico. f) Sosa. g) Ácido acetilsalicílico. h) Nailon. i) Dióxido de carbono. j) Ácido acético. k) Butano. l) Grafeno. m) Polietileno. n) Silicona. o) Metano.

## Actividades de refuerzo y ampliación

1. Dadas las siguientes masas atómicas: O:16u; N:14u; H:1u; S:32u; Ca:40u; Cl: 35,5u. Calcula las masas moleculares de las siguientes sustancias:

Ozono, O<sub>3</sub>;

Dióxido de azufre, SO<sub>2</sub>

Cloruro de calcio, CaCl<sub>2</sub>.

Amoniaco, NH<sub>3</sub>

Hidróxido de calcio, Ca(OH)<sub>2</sub>

Ácido sulfúrico, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

2. ¿Cuántas moléculas hay en un mol?

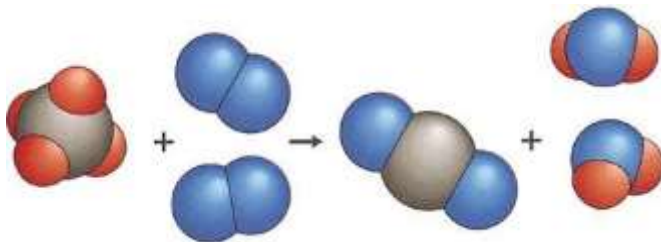
3. Calcula:

- a. El número de moles en  $6,022 \cdot 10^{23}$  átomos de helio (He) y en  $6,022 \cdot 10^{21}$  átomos de helio (He).  
b. El número de moles en  $6,022 \cdot 10^{23}$  moléculas de agua (H<sub>2</sub>O) y en  $1,211 \cdot 10^{24}$  moléculas de agua (H<sub>2</sub>O).

4. ¿Verdadero o falso? Las siguientes frases se refieren a relaciones entre moles. Escribe correctamente las frases falsas.

- a) Tres moles de hidrógeno contienen triple número de moléculas que un mol de cloruro de hidrógeno.  
b) Dos moles de nitrógeno contienen igual número de moléculas que tres moles de amoniaco.  
c) Un mol de hidrógeno, un mol de oxígeno, un mol de nitrógeno, un mol de cloruro de hidrógeno y un mol de amoniaco contienen igual número de moléculas.

5. En el siguiente diagrama de bolas, las grandes representan a átomos de carbono, las medianas a átomos de oxígeno y las pequeñas a átomos de hidrógeno. Escribe la reacción química ajustada correspondiente.



6. Cuatro moléculas de amoniaco se combinan con cinco de dioxígeno para formar cuatro de monóxido de nitrógeno y seis de agua.

a) Escribe la reacción química correspondiente.

b) Haz un diagrama de bolas utilizando el siguiente criterio:

Bola verde: nitrógeno

Bola negra: hidrógeno

Bola blanca: oxígeno

7. Completa las tablas fijándote en la del ejemplo.

Ejemplo:

<b>C<sub>2</sub>H<sub>4</sub></b>	+	<b>3 O<sub>2</sub></b>	→	<b>2 CO<sub>2</sub></b>	+	<b>2 H<sub>2</sub>O</b>
1 mol		3 moles		2 moles		2 moles
28 g		3·32 = 96 g		2·44 = 88 g		2·18 = 36 g
6,022·10 <sup>23</sup> moléculas		3·(6,022·10 <sup>23</sup> ) = = 1,8066·10 <sup>24</sup> moléculas		2·(6,022·10 <sup>23</sup> ) = 1,2044·10 <sup>24</sup> moléculas		2·(6,022·10 <sup>23</sup> ) = 1,2044·10 <sup>24</sup> moléculas

<b>Br<sub>2</sub></b>	+	<b>H<sub>2</sub></b>	→	<b>2HBr</b>

<b>6HCl</b>	+	<b>2Al</b>	→	<b>2AlCl<sub>3</sub></b>	+	<b>3H<sub>2</sub></b>

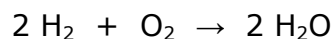
8. Escribe y ajusta las siguientes reacciones químicas:

- a) Hidrógeno (g) + oxígeno (g) → agua (l)  
 b) Hidrógeno (g) + cloro (g) → cloruro de hidrógeno (g)

9. Ajusta las siguientes reacciones químicas:

- a) N<sub>2</sub> + O<sub>2</sub> → NO                      e) Br<sub>2</sub> + H<sub>2</sub> → HBr  
 b) Li + Cl<sub>2</sub> → LiCl                      f) C<sub>5</sub>H<sub>12</sub> + O<sub>2</sub> → CO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O  
 c) O<sub>2</sub> + Cl<sub>2</sub> → Cl<sub>2</sub>O                    g) HCl + CaO → CaCl<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O  
 d) CO + H<sub>2</sub> → CH<sub>3</sub>OH                h) NH<sub>3</sub> + O<sub>2</sub> → NO + H<sub>2</sub>O

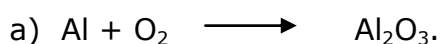
10. La reacción de formación del agua a partir del hidrógeno y el oxígeno es:

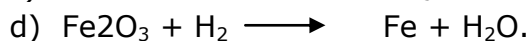
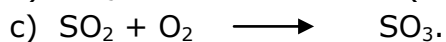
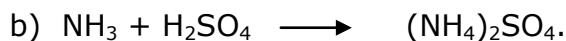


Si disponemos de 8 g de oxígeno (DATOS: masas atómicas H:1; O:16),

- a) Calcula los moles de oxígeno que reaccionan.  
 b) Determina los moles de agua que se han formado.  
 c) Calcula la masa de agua que se ha formado.

11. Ajusta las siguientes ecuaciones químicas y comprueba que se cumple la ley de la conservación de la masa:

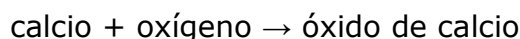




12. Indica cuáles de las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas. Escribe correctamente las que sean falsas.

- a) En una reacción química, la masa de los reactivos es igual a la masa de los productos de la reacción.
- b) En las reacciones químicas, los átomos ni se crean ni se destruyen, sólo cambian su distribución en las sustancias.
- c) En una reacción química aparecen nuevas sustancias, pues aparecen nuevos elementos químicos.
- d) Todos los choques entre moléculas de reactivos dan como resultado moléculas de los productos.
- e) En un choque con energía suficiente, se rompen los enlaces que mantienen unidos los átomos de los reactivos.

13. El calcio reacciona con el oxígeno del aire para dar óxido de calcio (cal viva):



- a) Indica en la reacción química anterior cuáles son los reactivos y cuáles los productos de la reacción.
- b) Escribe y ajusta la reacción química.
- d) Se sabe que 8 g de calcio reaccionan totalmente con 3,2 g de oxígeno. Calcula la cantidad de óxido formado.
- c) Calcula los moles de óxido de calcio que se forman a partir de 5 moles de oxígeno.
- c) Calcula la masa de oxígeno que reacciona con 2 g de calcio.
- d) Calcula la masa de calcio que reacciona con 1,6 g de oxígeno.