

**Unidad 4**  
**Reacciones**  
**químicas**





### TEST DE IDEAS PREVIAS

Anota las respuestas a lápiz. Si no lo sabes, intenta adivinar la respuesta. **Este test sólo tiene valor si lo haces tú solo.** Cuando el profesor diga la solución, **NO APUNTES LA RESPUESTA CORRECTA**, sino que en las casillas de la derecha donde pone **INICIO DEL TEMA** pones una **✓** si tu respuesta era correcta o una **✗** si no era correcta.

	INICIO DEL TEMA	FINAL DEL TEMA
1. ¿Cuándo crees que surgió la Química?		
2. ¿Qué dice la ley de conservación de la masa o ley de Lavoisier?		
3. ¿Cómo crees que se puede averiguar la fórmula de una sustancia?		
4. ¿Qué es una combustión?		
5. ¿Qué sustancias tienen energía química?		
6. Nombra alguna sustancia ácida que tengas en tu casa.		



## Objetivos

Al final de este tema, debes haber conseguido:

1. Conocer a los principales científicos que pusieron las bases de la Química..
2. Determinar la composición centesimal de un compuesto.
3. Aplicar las leyes de Proust y Lavoisier para determinar las cantidades de reactivos y productos que participan en una reacción, aunque uno de los reactivos esté en exceso..
4. Determinar la fórmula de un compuesto aplicando la ley de Gay-Lussac o a partir de su composición centesimal o a partir de los productos de combustión.
5. Ajustar una reacción química y realizar cálculos estequiométricos de masa y volumen.
6. Diferenciar y representar las reacciones endotérmicas y exotérmicas.
7. Identificar sustancias ácidas o básicas por sus propiedades y por su fórmula.
8. Escribir la reacción de neutralización de un ácido y una base.

## Material

Es necesario proveerse del siguiente material en el laboratorio:

1. Montaje para recoger gases: erlenmeyer con tapón agujereado y tubo de cristal, tubo de goma, tubo graduado invertido, globo.
2. Disoluciones ácidas o básicas varias: limón, vinagre, lejía...
3. Tubos de ensayo.
4. Papel indicador, fenolftaleína.
5. Bureta, matraces aforados.
6. Reactivos: cinc, ácido clorhídrico, bicarbonato, carbonato de calcio, cloruro de sodio, nitrato de plata, cloruro de hierro (III), hidróxido de sodio, ioduro de potasio, nitrato de plomo (II), sulfato de cobre (II).

## Temporalización mínima: 10 sesiones

1. Leyes de Lavoisier y Proust.
2. Teoría de Dalton
3. Ley de Gay-Lussac e hipótesis de Avogadro
4. Determinación de fórmulas
5. Ajuste de reacciones y cálculos estequiométricos (2 sesiones)
6. Energía de las reacciones químicas
7. Ácidos y bases: neutralización
8. Repaso
9. Examen



## Los comienzos de la Química

Los primeros filósofos griegos empezaron a considerar que toda la variedad de cosas estarían formadas por combinación de sustancias básicas, a las que llamaron ELEMENTOS: el aire, la tierra, el fuego y el agua. Así por ejemplo, como los metales se obtienen al calentar determinados minerales, pensaron que los metales estarían constituidos por tierra y fuego. Pero no comprobaron si un metal pesa más que el mineral del que se obtiene. Por eso, este conocimiento no se puede considerar científico porque no hicieron ningún experimento. Sin embargo, fue útil para impulsar durante muchos siglos la búsqueda de los verdaderos elementos.

Durante la Edad Media, los *alquimistas* buscaban el elixir de la vida y la piedra filosofal, es decir, la forma de convertir un metal en oro. Esto por supuesto no es posible, pero de paso descubrieron nuevas sustancias, como los ácidos minerales (clorhídrico, nítrico, sulfúrico...) y los álcalis (hidróxidos de sodio y potasio, carbonato de potasio...). También desarrollaron nuevos aparatos y técnicas de laboratorio (matraces, destilación, baño María...).

GALILEO GALILEI (1564-1642) fue la primera persona que planteó que la ciencia debe basarse en la experimentación. Pocos años después, el irlandés ROBERT BOYLE (1627-1691) inventó la palabra **Química**, derivada de Alquimia. En su obra “*El químico escéptico*”<sup>\*</sup> comenzó a estudiar la Química desde el principio. Lo primero que hizo fue definir qué se entiende por **ELEMENTO QUÍMICO**: “**Toda sustancia que no puede ser descompuesta en otras**”.

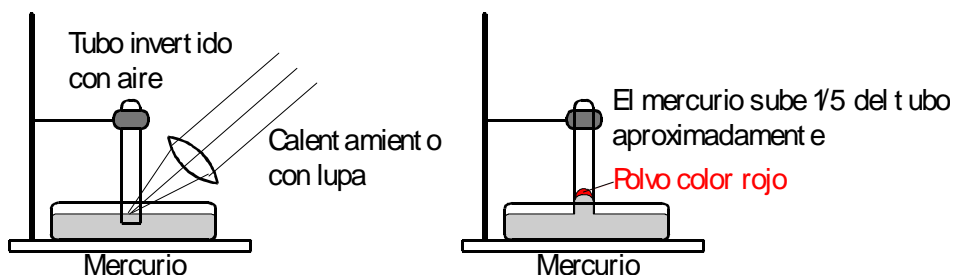
Esta definición no resultó ser muy práctica, porque algunas sustancias no podían ser descompuestas con la técnica del siglo XVII, y fueron considerados elementos: el agua, el aire, la sal, etc. Sin embargo, en los siglos XVIII y XIX la tecnología permitió descomponerlos, y la lista de elementos químicos cambiaba cada año.

📖 HENRY CAVENDISH (1731-1810): obtuvo **hidrógeno** al descomponer el **agua**.

📖 DANIEL RUTHERFORD (1749-1819): obtuvo **nitrógeno** al eliminar el oxígeno del **aire**.

📖 JOSEPH PRIESTLEY (1733-1804): obtuvo **oxígeno** al descomponer cierto mineral rojizo, que a partir de entonces se llamó óxido de mercurio.

1. Observa los dibujos de las experiencias de Priestley. ¿Por qué el mercurio asciende por el tubo a medida que se oxida? ¿Por qué cuando se ha consumido aproximadamente 1/5 del aire del tubo, el mercurio ya no sube más?



EXPERIENCIAS DE PRIESTLEY

<sup>\*</sup> *Escéptico* significa que no se cree nada de lo que le dicen, a no ser que lo compruebe por sí mismo.

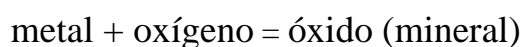


## Leyes ponderales

- ANTOINE LAURENT **LAVOISIER** (1743-1794) fue pionero en el uso sistemático de la **balanza** y así descubrió la **LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MASA**:

La masa de las sustancias existentes antes de una reacción (**reactivos**) es igual a la masa de todas las sustancias aparecidas (**productos**).

Lavoisier realizó sus experimentos con sumo cuidado, incluyendo el peso de las sustancias gaseosas. Por ejemplo, demostró que los óxidos pesan más que los metales porque incorporan oxígeno del aire. Así pues, el metal no es la suma del mineral más el fuego, como creían los griegos, sino que:



*Ejemplo:* si 1000 kg de óxido contienen 600 kg de metal, el resto (400 kg) es oxígeno.

- La segunda ley fundamental se conoce como **LEY DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS** y su formulación se debe a **JOSEPH LOUIS PROUST** (1754-1826)

Cuando dos elementos se combinan para formar un determinado compuesto, el cociente entre sus masas es siempre el mismo.

Esta ley es válida siempre que se forme el mismo compuesto, ya que el mismo elemento puede formar compuestos diferentes si varía la valencia.

*Ejemplo:* si 600 kg de metal se unen a 400 g de oxígeno, entonces 300 kg de metal (la mitad) se unen a 200 kg de oxígeno (la mitad) para que el cociente sea constante:  $600 : 400 = 300 : 200$ .

La Ley de Proust nos enseña que podemos usar **reglas de 3** (o **factores de conversión**) para calcular la cantidad de un elemento que se combina con otro, siempre se conozcamos las cantidades de uno y otro que se pueden combinar.

*Ejemplo:* si 600 kg de metal se unen a 400 kg de oxígeno. ¿Cuánto oxígeno se une a 30 kg de metal?

$$30 \text{ kg metal} \cdot \frac{400 \text{ kg oxígeno}}{600 \text{ kg metal}} = 20 \text{ kg de oxígeno}$$

2. Para quemar 12 g de carbono se necesitan exactamente 32 g de oxígeno.
  - a. ¿Qué cantidad de compuesto se forma?
  - b. ¿Qué cantidad de oxígeno se combinará con 20 g de carbono?
  - c. ¿Qué elemento sobrará si ponemos 20 g de cada elemento?
3. Un óxido contiene un 72% de metal. ¿Cuánto oxígeno se combina con 18 g de metal? Si se ponen 14 g de metal y 7 g de oxígeno, ¿hay suficiente oxígeno para oxidar todo el metal?



4. 4'432 g de cloro reaccionan con 0'126 g de hidrógeno. ¿Cuál es el reactivo **limitante** al hacer reaccionar una mezcla formada por 10 g de cloro y 1 g de hidrógeno? ¿Qué cantidad de cloruro de hidrógeno se obtiene?
5. Calcula cuántos gramos de magnesio se combinan con 8 g de oxígeno, si 5'086 g de óxido de magnesio contienen 3'068 g de magnesio.
- En un recipiente cerrado colocamos 5 g de magnesio con 10 gramos de aire. Si el oxígeno es el 21% del aire, ¿hay suficiente oxígeno para oxidar al magnesio?
  - ¿Cuánto óxido de magnesio se formará?
6. ¿Qué % de azufre contiene un sulfuro de cobre, si de 95'5 kg de mineral se obtienen 63'5 kg de cobre?
7. El inocuo dióxido de carbono contiene un 27'27% de carbono y el peligroso monóxido de carbono contiene un 42'86% de carbono. Si se queman totalmente 800 g de carbono con 1200 g de oxígeno, ¿cuál de los dos se formará?
8. Se sabe que 39'1 g de potasio reaccionan con 79'9 g de bromo. ¿Qué cantidades de K y Br necesitamos para fabricar 100 kg de KBr?
9. Completa la siguiente tabla.

El reactivo que se consume totalmente se denomina **limitante**

Masa de A	Masa de B	Masa de compuesto AB	Sobrante
8'0	1'0	9'0	—
10'0			—
		12'0	—
25'0		12'0	
	5'0		2'0 g de A





## Dalton explica las leyes ponderales

JOHN DALTON (1766-1844) propuso en 1803 su **TEORÍA ATÓMICA**:

- Toda la materia está formada por **átomos** inalterables e indestructibles.
- Los **elementos** están constituidos por átomos iguales entre sí y diferentes a los de otro elemento.
- Los **compuestos** se forman por la unión de átomos de diferentes elementos.

Esta simple teoría es capaz de explicar de forma sencilla las leyes anteriores:

- Explicación de la ley de conservación de la masa: en una reacción química los átomos se separan y se combinan de modo distinto pero siguen siendo los mismos átomos. Por eso la masa es la misma antes y después de la reacción.
- Explicación de la ley de las proporciones definidas: si un átomo de masa  $M_A$  se combina con un átomo de masa  $M_B$ , cuando se unan  $n$  átomos de A con  $n$  átomos de B, el cociente entre las masas será el mismo sin importar el número  $n$ :

$$\frac{n \cdot M_A}{n \cdot M_B} = \frac{M_A}{M_B}$$

Si se combina más de un átomo de cada sustancia, habrá que **multiplicar las masas atómicas por el subíndice de la fórmula**. *Ejemplo*: ¿Cuál es el cociente entre las masas de cobre y azufre en el compuesto  $Cu_2S$ ?

$$\frac{Cu \quad 63'5 \times 2}{S \quad 32} = \frac{127}{32} = 3'97$$

Esta idea nos permite calcular **la composición centesimal**, es decir, el % de cada elemento presente en un compuesto a partir de su fórmula. Por ejemplo:  $K_2SO_4$

$$K = 39'1 \times 2 = 78'2 \times 100 / 174'2 = 44.89 \%$$

$$S = 32 \times 1 = 32 \times 100 / 174'2 = 18.37 \%$$

$$O = 16 \times 4 = 64 \times 100 / 174'2 = 36.74 \%$$

$$\text{Masa molec.} = 174'2$$

- 10.a. Consultando las masas atómicas en la tabla periódica, calcula el cociente entre las masas de oxígeno y de hierro que se combinan en el compuesto  $Fe_2O_3$ .
- b. Calcula cuánto oxígeno se combina con 100 g de hierro.

11. ¿Qué porcentaje de carbono contiene el butano  $C_4H_{10}$ ?

12. Halla la composición centesimal de la penicilina  $C_{16}H_{18}O_4N_2S$  y del ortofosfato de plomo (II)  $Pb_3(PO_4)_2$

Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16; N = 14; S = 32; Pb = 207; P = 31



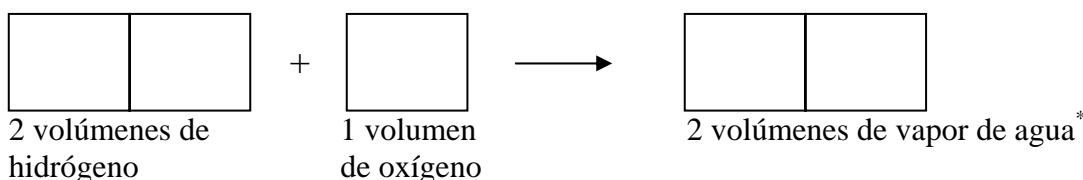
## Leyes volumétricas

Las verdaderas fórmulas de las sustancias se dedujeron del estudio de las reacciones en las que intervienen gases, y también se obtuvieron las verdaderas masas atómicas.

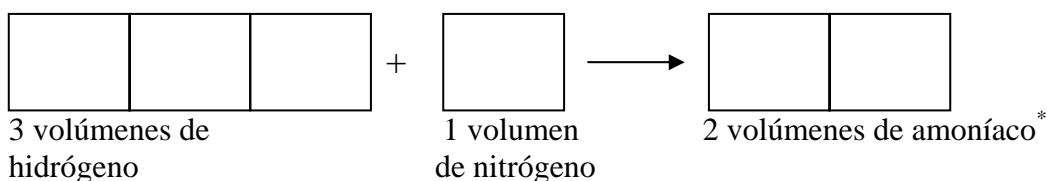
El francés JOSEPH LOUIS GAY-LUSSAC (1778-1850) dedujo que:

Los volúmenes de reactivos y productos gaseosos que participan en una reacción, medidos a la misma presión y temperatura, guardan entre sí relaciones de números enteros sencillos

Por ejemplo: podemos medir que con 22'4 L de hidrógeno gas y 11'2 L de oxígeno gas se obtienen 22'4 L de vapor de agua, medidos a 0°C de temperatura y 1 atm de presión. Si dividimos estas cantidades por el máximo común divisor (11'2 L) siempre obtenemos números enteros y sencillos, como 1, 2, 3 etc:



En la producción de amoníaco gas observamos algo parecido:



Este hecho no se comprendía hasta que el italiano AMADEO AVOGADRO (1776-1856) dio una explicación magistral a esta ley, inventando el concepto de:

- **MOLÉCULA:** es una agrupación de átomos, ya sean iguales o diferentes.

Volúmenes iguales de gases diferentes, medidos a la misma presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas.

Avogadro no llegó a conocer en vida el verdadero número de moléculas en un volumen de un gas. Ese número se denomina **NÚMERO DE AVOGADRO** y vale **6'022·10<sup>23</sup> moléculas** en **22'4 litros** de gas a 0° C y 1 atm (**condiciones normales**). A este número, como ya sabes, se le llama **1 mol**.

$$6'022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \leftarrow 1 \text{ mol} \rightarrow 22'4 \text{ litros (condiciones normales)}$$

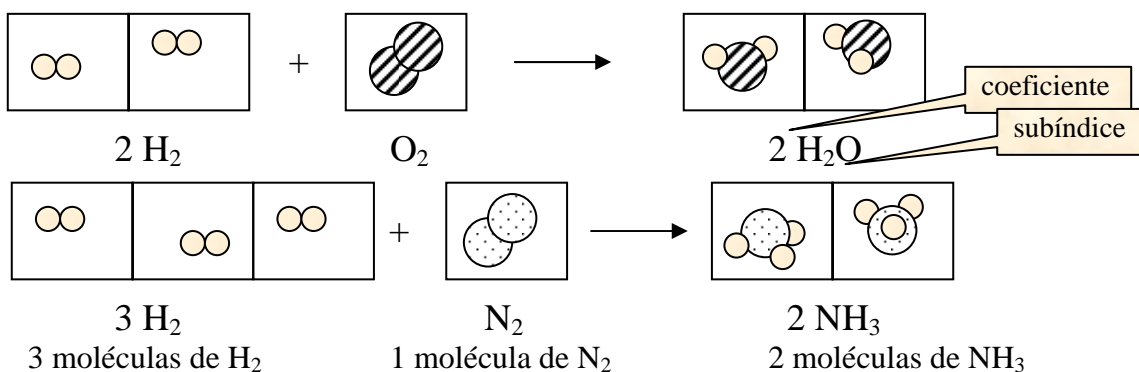
Sin embargo, para simplificar, imaginemos que los volúmenes indicados en los anteriores ejemplos contienen una sola molécula. Además, sólo pueden comprenderse las relaciones descubiertas por Gay-Lussac si suponemos que los elementos gaseosos (exceptuando los gases nobles) están formados por moléculas diatómicas (de 2 átomos)

\* Observa que los volúmenes **no son aditivos**. ¿Por qué iban a serlo? ¿Quizás porque suponemos erróneamente que en un mismo volumen hay el mismo número de **átomos**?



En los siguientes ejemplos, observa:

- Los **subíndices** de las fórmulas indican el **número de átomos que forman cada molécula**.
- Los **coeficientes** indican el número de **moléculas** que participan en la reacción.



Observa que antes y después de la reacción el número de átomos es el mismo.

- 13.** Si se queman 46 litros de hidrógeno se necesitan 23 litros de oxígeno. Comprueba que estas cantidades cumplen la ley de Gay-Lussac. ¿Qué volumen de vapor de agua se obtendrá, si lo medimos a la misma presión y temperatura?
- 14.** En un cierto volumen de oxígeno hay  $3 \cdot 10^{24}$  moléculas. En otro recipiente con el triple volumen, a la misma presión y temperatura, tenemos cloro gas. ¿Cuántas moléculas de cloro habrá?
- 15.** Si se hacen reaccionar diferentes volúmenes de oxígeno  $\text{O}_2$  y cloro  $\text{Cl}_2$ , se obtienen distintos compuestos gaseosos. Los volúmenes están medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura:

VOLUMEN OXÍGENO	VOLUMEN CLORO	VOLUMEN OBTENIDO
1 litro	2 litros	2 litros de compuesto A
3 litros	2 litros	2 litros de compuesto B
5 litros	2 litros	2 litros de compuesto C
7 litros	2 litros	2 litros de compuesto D

- a) ¿Cómo es posible que se produzcan menos litros de compuesto que la suma de los volúmenes de los reactivos?
- b) ¿Cómo es posible que siempre se produzcan dos litros del compuesto si las cantidades iniciales son diferentes?
- c) Deduce las fórmulas de los cuatro compuestos A, B, C y D obtenidos. Recuerda que el oxígeno y el cloro forman moléculas diatómicas. Suponer una molécula en cada litro.
- 16.** Determina el número de moléculas que hay en 1 litro de dióxido de carbono, medido en condiciones normales.
- En 1 litro de monóxido de carbono, medido en las mismas condiciones, ¿habrá el mismo número de moléculas? ¿Y de átomos?
- 17.** En 1 g de penicilina  $\text{C}_{16}\text{H}_{18}\text{O}_4\text{N}_2\text{S}$ :
- ¿Cuántos moles hay?
  - ¿Cuántas moléculas hay?
  - ¿Cuántos átomos de hidrógeno hay?

Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16; N = 14; S = 32



## Determinación de fórmulas de compuestos

- **FÓRMULA EMPÍRICA:** Es la que indica la proporción entre los átomos de los distintos elementos.
- **FÓRMULA MOLECULAR:** Es la que indica la verdadera composición de una molécula de compuesto. Se encuentra multiplicando los subíndices de la fórmula empírica por un número **n**. Para saber el número **n** por el que hay que multiplicar, debemos relacionar la masa molecular (**MM**) y la masa de la fórmula empírica (**MFE**):

$$MM = n \cdot MFE$$

- **A partir de la composición centesimal:** En primer lugar, los porcentajes se convierten directamente en **umas**. Al dividir cada uno de ellos por la masa atómica, se obtiene el nº de **átomos** de cada elemento. Estos números serán decimales, así que para convertirlo en entero dividimos todos ellos por el menor número de átomos. Aún así puede que alguno de estos números todavía no sea entero:

a) Si la parte decimal es 1 ó 9: se redondea al entero más próximo.

b) En cualquier otro caso, se multiplican todos los números de átomos por un mismo número entero: 2, 3, 4... Hasta que todos los números se conviertan en enteros.

**Ejemplo:** Un óxido de nitrógeno contiene un 30,40% de nitrógeno. Si la masa molecular es 92, ¿cuál es la fórmula del compuesto? Masas atómicas: N = 14,01; O = 16,00

$$30,40 \text{ u N} \times \frac{1 \text{ átomo N}}{14,01 \text{ u N}} = 2,170 \text{ átomos N: } 2,170 = 1,000 \text{ átomo}$$

$$69,60 \text{ u O} \times \frac{1 \text{ átomo O}}{16,00 \text{ u N}} = 4,350 \text{ átomos O: } 2,170 = 2,005 \rightarrow \text{aprox. 2 átomos}$$

Fórmula empírica: **NO<sub>2</sub>**      Masa fórmula empírica = 46      Masa molecular = 92

Fórmula molecular: (NO<sub>2</sub>)<sub>n</sub>      n = 92 : 46 = 2      Fórmula molecular: **N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>**

- **A partir de la combustión de un hidrocarburo:** Todo el carbono del compuesto se transforma en CO<sub>2</sub> y todo el hidrógeno en H<sub>2</sub>O. Por tanto, a partir de sus masas (o de sus volúmenes) se calcula el número de átomos de C y de H. A partir de aquí, se sigue como se ha explicado antes. *Ejemplo: la combustión de un compuesto produce 55 g de CO<sub>2</sub> y 27 g de H<sub>2</sub>O. Determina su fórmula empírica.*

$$55 \text{ g de CO}_2 \cdot \frac{6'022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de C}}{44 \text{ g de CO}_2} = 7'53 \cdot 10^{23} \text{ átomos de C: } 7'53 \cdot 10^{23} = 1$$

$$27 \text{ g de H}_2\text{O} \cdot \frac{2 \times 6'022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de H}}{18 \text{ g de H}_2\text{O}} = 1'81 \cdot 10^{24} \text{ átomos de O: } 7'53 \cdot 10^{23} = 2'4$$

Como no han salido números enteros, vamos probando a multiplicarlos por 2, 3, 4... Por fin conseguimos que multiplicando por 5 los dos se conviertan en enteros:

$$1 \times 5 = 5; \quad 2'4 \times 5 = 12$$

Así que la fórmula empírica es: **C<sub>5</sub>H<sub>12</sub>**



18. Determina las fórmulas empíricas de:

- un cloruro de hierro que contiene 34,43% de hierro.
- un óxido de cloro que contiene el 18,41% de oxígeno.
- un óxido de hierro que contiene 10'1 g de Fe por cada 4'4 g de O.

19. Cuando se queman 7 g de un hidrocarburo, se originan 22 g de  $\text{CO}_2$  y 9 g de  $\text{H}_2\text{O}$ . Si la masa molecular es 42, calcula su fórmula molecular.

20. Una sustancia orgánica contiene un 52'1% de C, un 13'0% de H y un 34'8% de O. Si su masa molecular es 92, determina su fórmula molecular.

21. La densidad de un hidrocarburo gaseoso es 2'41 g/L en condiciones normales. Si se quema 1 litro de dicho gas se producen 4 litros de  $\text{CO}_2$  y 3 litros de vapor de agua. ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto?

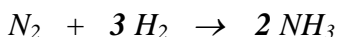
## Cálculos estequiométricos

La ley de Lavoisier exige que el número de átomos de cada elemento sea el mismo antes y después de la reacción. Por ello, se han de colocar delante de las fórmulas unos números llamados **COEFICIENTES ESTEQUIOMÉTRICOS** que aseguren la conservación del número de átomos. Este proceso se llama **ajustar** una reacción.

El ajuste de una ecuación química se realiza por **tanteo** con mucha facilidad y rapidez si se siguen unos lógicos consejos,:

- Comenzar por los elementos que aparecen una sola vez a cada lado.
- Si aparece una sustancia elemento debe ajustarse al final, ya que cualquier coeficiente que se coloque no afectará a otros elementos.
- Todos los coeficientes deben ser enteros, así que si nos sale alguno fraccionario o decimal, se multiplica toda la ecuación por el número conveniente.

Ejemplo: ajustar  $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$



	Izquierda	Derecha
Nitrogeno	2	2
Hidrógeno	3 x 2	2 x 3

Recuerda que para calcular el nº de átomos de un elemento se multiplica el **coeficiente** por el **subíndice**.

Los **coeficientes** estequiométricos se interpretan como **moles**. Estos moles pueden pasarse a gramos o, en el caso de gases, a litros. Estas cantidades en moles, gramos o litros nos sirven como **factores de conversión** para realizar muy diversos cálculos.

Ejemplo: ¿cuántos litros de amoníaco (en CN) se obtienen a partir de 10 g de hidrógeno y la cantidad necesaria de nitrógeno? Masas atómicas: N = 14; H = 1

En primer lugar, ajustamos e interpretamos la reacción:

$$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$$

Moles	1 mol	3 moles	2 moles
Gramos	28 gramos	6 gramos	34 gramos
Litros (en C.N.)	22'4 litros	67'2 litros	44'8 litros

44'8 L de  $\text{NH}_3$

$$10 \text{ g de } \text{H}_2 \cdot \frac{44'8 \text{ L de } \text{NH}_3}{6 \text{ g de } \text{H}_2} = 74'7 \text{ L de } \text{NH}_3$$



22. Ajusta las siguientes ecuaciones químicas:

- $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$
- $\text{C}_4\text{H}_{10} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$
- $\text{KI} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{PbI}_2 + \text{KNO}_3$
- $\text{C}_2\text{H}_6\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{CO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{N}_2\text{H}_4 + \text{N}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$

23. En un proceso químico se queman 10 g de butano ( $\text{C}_4\text{H}_{10}$ ).

- Escribe la ecuación química ajustada\*.
- ¿Cuántos moles de agua se forman?
- ¿Qué volumen ocupa el  $\text{CO}_2$  obtenido a 1 atm y 0 °C?

24. ¿Qué volumen de oxígeno en C.N. se necesita para quemar 80 L de metano\*?

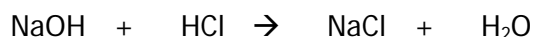
25. Por medio del calor, se ha descompuesto una determinada cantidad de carbonato de calcio, obteniéndose dióxido de carbono y 500 kg de óxido de calcio. Escribe la reacción química ajustada.

- Calcula la masa de carbonato de calcio de la que se ha partido.
- ¿Qué volumen de dióxido de carbono, medido en CN, se ha obtenido?

26. ¿Qué volumen de disolución de HCl 2 M se necesita para disolver completamente 5 gramos de  $\text{CaCO}_3$ ? Los productos de la reacción son  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{CO}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$ .

27. El trióxido de dinitrógeno reacciona con agua para dar ácido nitroso. Si se disuelven 10 g de  $\text{N}_2\text{O}_3$  en 500 mL de agua, ¿cuál es la molaridad del ácido resultante?

28. En la siguiente reacción se consumen 25 mL de una disolución 3 M de NaOH al hacerla reaccionar con 75 mL de una disolución de HCl. Determina la molaridad de la disolución de HCl.



\* Recuerda que en una **combustión** siempre se produce  $\text{CO}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$ .



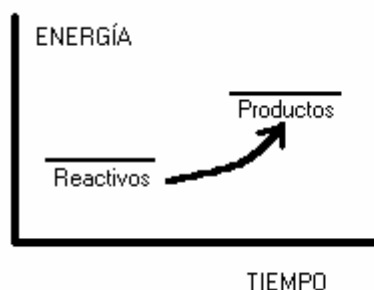
## Energía de las reacciones químicas

Todas las sustancias que intervienen en una reacción química, tanto los reactivos como los productos, tienen una cierta cantidad de energía denominada **ENERGÍA QUÍMICA**. La energía química corresponde a la energía potencial de los átomos unidos mediante enlaces. Si a la energía química le sumamos la energía **térmica** (que corresponde a la energía cinética de las moléculas) se obtiene la **ENERGÍA INTERNA**. Si no calentamos ni enfriamos un sistema, su energía interna permanece constante, de modo que si aumenta la energía química, tiene que disminuir la energía térmica y la temperatura baja, pero si disminuye la energía química, la temperatura sube.

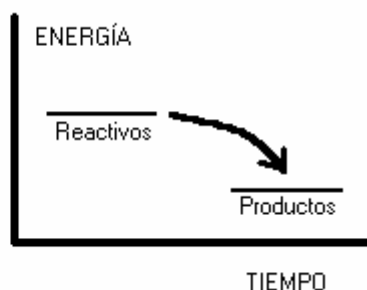
Por eso podemos distinguir dos tipos de reacciones químicas:

- **Reacciones endotérmicas:** cuando los **productos** tienen **más** energía química que los **reactivos**. Si se desea mantener la temperatura, se debe suministrar la energía necesaria en forma de calor o de luz (fotosíntesis). Esta energía aplicada se escribe junto a los reactivos, es decir, a la izquierda. Ejemplo: reacción entre nitrato de amonio e hidróxido de bario.
- **Reacciones exotérmicas:** cuando los **reactivos** tienen **más** energía que los **productos**. En algunas ocasiones, la energía sobrante se convierte en luz (luciérnagas). En la mayoría de los casos el sistema simplemente se calienta. La energía producida se escribe en los productos, es decir, a la derecha.

Hay reacciones exotérmicas que necesitan una pequeña cantidad de calor para iniciarse, como por ejemplo una chispa o una cerilla. Ejemplo: una combustión o una explosión. Pero la energía liberada es muy superior a la energía aplicada..



**REACCIÓN ENDOTÉRMICA**



**REACCIÓN EXOTÉRMICA**

29. La descomposición del agua en sus elementos es endotérmica. ¿Qué posee más energía química, un mol de agua o la mezcla de un mol de  $H_2$  y medio mol de  $O_2$ ?
30. Si la reacción  $A \rightarrow B$  es endotérmica, ¿cómo será la reacción inversa  $B \rightarrow A$ ? Explica por qué.
31. Indica si estas reacciones son endo o exotérmicas:
- $Si + 2 Cl_2 \rightarrow SiCl_4 + 657 kJ$
  - $C_3H_8 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$
  - $CaCO_3 + calor \rightarrow CaO + CO_2$
32. La reacción entre el aluminio y el óxido de hierro (III) produce 852 kJ de calor por cada dos moles de aluminio. a. Escribe y ajusta la reacción, incluyendo en ella en el lugar apropiado el calor de reacción. b. Si partimos de 10 g de aluminio y exceso de óxido de hierro, ¿qué cantidad de calor se desprende?



## Reacciones ácido-base

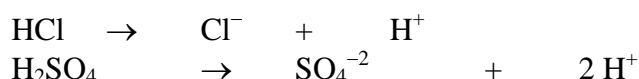
En 1883 el químico y físico sueco SVANTE AUGUST **ARRHENIUS** presentó su teoría acerca de la disociación de las sustancias en agua. Ejemplo:



Observa que sólo se separa el anión del catión, pero los oxoaniones no se descomponen, debido a que los átomos están unidos entre sí por enlaces covalentes.

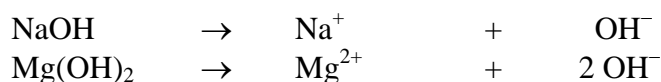
**Todas las sustancias que en disolución acuosa producen iones  $\text{H}^+$  son ÁCIDOS**

Por ejemplo:



**Todas las sustancias que en disolución acuosa producen iones  $\text{OH}^-$  son BASES.**

Por ejemplo todos los hidróxidos:

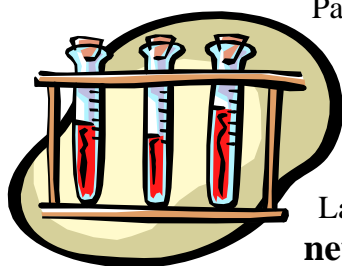


Las sustancias ácidas y básicas se pueden reconocer por sus **propiedades**:

Disoluciones ácidas	Disoluciones básicas
<ul style="list-style-type: none"> <li>Tienen sabor ácido (agrio)</li> <li>Reaccionan con los metales desprendiendo <math>\text{H}_2</math></li> <li>Reaccionan con los carbonatos, desprendiendo <math>\text{CO}_2</math></li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Tienen sabor amargo.</li> <li>Al tacto se notan jabonosos.</li> <li>Neutralizan a los ácidos</li> </ul>

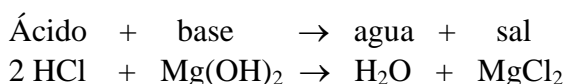
La forma más rutinaria y sencilla de averiguar si una sustancia es ácida o básica es mediante la **escala pH** que va normalmente de 0 a 14.

- pH < 7** indica **disolución ácida**. Ejemplo: jugo gástrico pH = 2
- pH > 7** indica **disolución básica**. Ejemplo: lejía pH = 11'5
- pH = 7** indica **disolución neutra**. Ejemplo: sal común y agua destilada.



Para averiguar el pH se puede utilizar **papel indicador** o **indicadores** líquidos que adquieren distinto color según el pH. Por ejemplo, la fenolftaleína es transparente a pH < 8 (sustancia ácida) y se torna fucsia a partir de pH > 10 (sustancia básica).

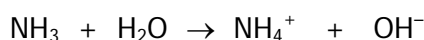
La propiedad más importante de los ácidos y las bases es la **neutralización**: los iones  $\text{H}^+$  desprendidos por los ácidos se unen a los iones  $\text{OH}^-$  de las bases, produciendo  $\text{H}_2\text{O}$ . El anión del ácido y el catión de la base se unen formando una **sal**. Por ejemplo:



Para que la neutralización sea exacta es preciso que el **nº de moles de iones  $\text{H}^+$  sea idéntico al nº de moles de iones  $\text{OH}^-$** , para lo cual habrá que tener en cuenta el nº de H o de OH que contiene cada molécula. Por ejemplo, **1** molécula de  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  tiene dos OH y por tanto neutralizará a **2** moléculas de HCl.



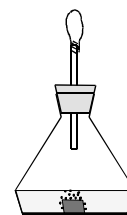
33. El amoníaco disuelto en agua produce la siguiente reacción:



- ¿El amoníaco es una sustancia básica o ácida?
34. La picadura de abeja es ácida, mientras que la de avispa es básica. Se dispone de amoníaco y vinagre (ácido acético). ¿Qué remedio utilizarías para cada picadura?
35. Escribe y ajusta la reacción de neutralización entre HCl y Ca(OH)<sub>2</sub>
- En un lago que contiene 1230 m<sup>3</sup> de agua se han vertido accidentalmente 296 kg de cal, cuya fórmula es Ca(OH)<sub>2</sub>. ¿Qué cantidad de disolución de HCl al 35% debemos utilizar para recuperar el pH neutro del agua?
36. Escribe la reacción de neutralización ajustada entre el ácido sulfúrico y el hidróxido de sodio.
37. Indica si los siguientes líquidos son ácidos, básicos o neutros: orina (pH 6'2), saliva (pH 5'7), sangre (pH 7'3), zumo de limón (pH 2'5)
38. ¿Qué cantidad de hidróxido de sodio neutraliza a 126 g de ácido nítrico? ¿Y qué cantidad de nitrato de sodio se obtendrá?

## Experiencias


39. **Ley de Lavoisier.** Echa ácido en un erlenmeyer con tapón agujereado y un poco de bicarbonato en un globo y colócalo como indica la figura, sin que caiga el polvo. Pesa el conjunto y anótalo. Luego vierte el bicarbonato sobre el ácido: observarás que el globo se hincha. ¿Sigues pesando lo mismo? ¿Qué gas hay en el globo?



40. **Comprobar la estequiometría de una reacción.** Los carbonatos se reconocen en el laboratorio porque, al añadirles cualquier ácido, desprenden dióxido de carbono y agua:



El profesor dispondrá de una cantidad de CaCO<sub>3</sub> y una disolución 1 M de HCl.

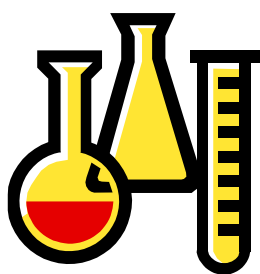
- Ajusta la reacción
- 
- Calcula cuántos mL de una disolución de ácido clorhídrico 1 M se necesitarán para reaccionar con el carbonato de calcio.
  - En un matraz erlenmeyer echa el carbonato de calcio y llena una bureta con la disolución de HCl. Añade HCl poco a poco y agitando hasta que se disuelva todo el carbonato.
  - Compara el HCl que has gastado con lo que habías calculado. Si el error relativo cometido es inferior al 10%, podemos considerar que la práctica se ha realizado correctamente.

- ELABORA UN INFORME DE ESTA PRÁCTICA con los siguientes puntos:
  - **Objetivo** que se persigue.
  - **Material** que se necesita: una lista incluyendo recipientes y sustancias.
  - **Procedimiento** para realizar la práctica. Dibuja el montaje y explica cómo lo has hecho.
  - **Conclusiones** (cálculos, incluyendo el error relativo)

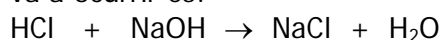


41. Mediante el uso de diversos **indicadores**, comprueba la acidez o basicidad de algunas sustancias. Recoge en forma de tabla los indicadores utilizados:

<i>Indicadores</i>	<i>Color en medio ácido: Sustancia: .....</i>	<i>Color en medio básico: Sustancia: .....</i>



42. **Volumetría de neutralización:** la volumetría es una técnica que sirve para determinar la concentración de una disolución desconocida. El profesor dispondrá de una disolución de **hidróxido de sodio** de concentración desconocida\* y otra disolución de ácido clorhídrico de concentración conocida 1 M. La reacción que va a ocurrir es:



- Pon un volumen conocido (cercano a la mitad de la bureta) de la disolución de **ácido clorhídrico** en un **erlenmeyer** y anótalo: \_\_\_\_\_ mL de disolución de HCl
- Añade unas gotas de **fenolftaleína** al **erlenmeyer**.
- Llena la **bureta** con la disolución de **hidróxido de sodio**. Tira un poco para "cebar" la punta de la bureta. Enrasa en el cero.
- Añade poco a poco el **hidróxido de sodio** al **ácido clorhídrico**. Agita en círculos el matraz erlenmeyer para mezclar las disoluciones. Observarás que se pone de color fucsia el lugar donde cae la gota, pero luego va desapareciendo.
- Cuando veas que el color fucsia va tardando en desaparecer, cierra un poco el grifo para que el hidróxido caiga gota a gota.
- **Una sola gota hará que cambie el color repentinamente: cierra la bureta.** Anota el volumen de consumido en la bureta: \_\_\_\_\_ mL de NaOH
  - Calcula los moles de ácido clorhídrico que había en el erlenmeyer.
  - Calcula los moles de hidróxido de sodio (fíjate en la reacción).
  - Divide entre el volumen y calcula la molaridad del hidróxido de sodio.
  - El profesor revelará la molaridad verdadera del hidróxido de sodio. Si el error relativo es menor del 10%, la práctica se considera aceptable. Si no, hay que repetirla.
- ELABORA UN INFORME DE ESTA PRÁCTICA con los siguientes puntos:
  - **Objetivo** que se persigue.
  - **Material** que se necesita: una lista incluyendo recipientes y sustancias.
  - **Procedimiento** para realizar la práctica. Dibuja el montaje y explica cómo lo has hecho.
  - **Conclusiones** (cálculos, incluyendo el error relativo)

\* próxima a 1 M



## EJERCICIOS FINALES DE REPASO

- Repasa el test de ideas previas y corrígelo con lo que has aprendido, y luego con las respuestas que proporcione el profesor.
- Expresa la composición centesimal de los siguientes compuestos:  
 $\text{NH}_3$                        $\text{Sb}(\text{BrO}_3)_3$   
 Soluciones:  $N = 82\%$  y  $H = 18\%$ ;  $Sb = 24,09\%$ ,  $Br = 47,42\%$  y  $O = 28,49\%$
- El polietileno es una materia polimérica en la cual hay dos átomos de hidrógeno por cada átomo de carbono. ¿Cuáles son los porcentajes en peso de hidrógeno y carbono en dicha sustancia? Soluciones:  $86\%$  y  $14\%$
- La vitamina C, eficaz en la prevención de resfriados, tiene una fórmula molecular de  $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$ .  
 a) ¿Cuál sería su fórmula empírica? Solución:  $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_3$   
 b) Determina la masa de carbono contenida en 20 g de vitamina C. Solución:  $8,2 \text{ g}$
- La descomposición de 2,130 g de sulfuro de hidrógeno produce 2,004 g de azufre.  
 a) ¿Cuál es el cociente entre las masas de azufre e hidrógeno para este compuesto? Solución:  $15,90$   
 b) ¿Qué masa de hidrógeno es necesaria para la formación de 100,0 g de sulfuro de hidrógeno? Solución:  $5,915 \text{ g}$   
 c) Calcula la composición centesimal del sulfuro de hidrógeno. Solución:  $S = 94\%$  y  $H = 6\%$
- ¿Cuántos gramos hay en 5,6 moles de  $\text{NaHCO}_3$ ? ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en estos moles? Soluciones:  $470 \text{ g}$  y  $1,01 \cdot 10^{25}$  átomos
- Un hidrocarburo de masa molecular 42, al ser quemado, rinde 158 g de  $\text{CO}_2$  y 63 g de  $\text{H}_2\text{O}$ . Determina su fórmula molecular. Solución:  $\text{C}_3\text{H}_6$
- El ácido acetilsalicílico (ASPIRINA) es un compuesto orgánico cuya fórmula es  $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$ .  
 a) Expresa la composición centesimal del ácido acetilsalicílico. Solución:  $C = 60,0\%$ ,  $H = 4,4\%$  y  $O = 35,6\%$   
 b) Escribe y ajusta la ecuación correspondiente a la combustión.  
 c) Calcula cuántos gramos de dióxido de carbono y de agua se producen a partir de 5,40 g de aspirina. Solución:  $11,88 \text{ g}$  y  $2,16 \text{ g}$  respectivamente.  
 d) ¿Qué volumen de oxígeno en C.N. se necesita para la combustión de 100 g de aspirina? Solución:  $112 \text{ L}$   
 e) ¿Qué volumen de AIRE en C.N. se necesita? (el aire contiene 21 % oxígeno). Solución:  $533 \text{ L}$
- El bicarbonato reacciona con el agua de acuerdo con la siguiente reacción:  

$$\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$$
  - ¿Es el bicarbonato una sustancia ácida o básica?
  - ¿Puedes explicar por qué se utiliza para combatir los ardores de estómago?
- Cuando se metaboliza en nuestro organismo la glucosa ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ) se desprenden 2624 kJ por mol. Determina el calor liberado al consumir 100 g de glucosa. Solución:  $1458 \text{ KJ}$



11. Completa los datos reflejados en el siguiente cuadro y referidos al proceso de formación del metano (compuesto formado por carbono e hidrógeno)

<i>masa hidrógeno (g)</i>	<i>masa carbono (g)</i>	<i>masa metano (g)</i>	<i>exceso</i>
4	12	16	-
	8		-
10	20		
5		12	

12. En la obtención de cierto óxido de cloro se consumen : 2,366 g de oxígeno y 1,500 g de cloro
- Calcula la composición centesimal del óxido de cloro. *Solución: O = 61'20% y Cl = 38'80%*
  - Si 7 dL de oxígeno reaccionaron con 2 dL de cloro para obtener 2 dL de mismo óxido, determina la fórmula de dicho óxido. *Solución: Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub>*
  - Calcula la masa equivalente del cloro en este compuesto. *Solución: 5'07 g*
  - Calcula la masa de óxido de cloro que se puede obtener a partir de una mezcla formada por 40'0 g de oxígeno y 20'0 g de cloro. *Solución: 51'5 g de óxido de cloro*
13. Un litro de cierto gas desconocido reacciona con tres litros de hidrógeno gas y se produce un litro de metano y otro litro de vapor de agua. Todos los volúmenes de gases están medidos a la misma presión y temperatura. Determina la fórmula del gas desconocido. *Solución: CO*
14. Escribe la ecuación química ajustada correspondiente al proceso de combustión de la vitamina A:  $C_{20}H_{30}O$ .
- ¿Qué volumen ocupa el dióxido de carbono desprendido en condiciones normales al quemar 5'00 gramos de vitamina A? *Solución: 7'83 litros*
15. Determina la fórmula molecular del benceno, sabiendo que su fórmula empírica es CH y que su masa molecular es 78. *Solución: C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>*
16. La fórmula molecular del ácido acético es C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>O<sub>2</sub>. ¿Cuál es su fórmula empírica?
17. Al quemar cierto hidrocarburo se desprenden 88 g de CO<sub>2</sub> y 30 g de H<sub>2</sub>O. Si 22'4 litros en condiciones normales pesan 82 gramos, determina la fórmula molecular.
18. Cuando se hace reaccionar cloruro de hidrógeno con metal cinc se obtiene cloruro de cinc (ZnCl<sub>2</sub>) y se desprende gas hidrógeno.
- Escribe y ajusta la ecuación química correspondiente.
  - ¿Qué masa de cinc puede reaccionar con 20 g de cloruro de hidrógeno? *Solución: 17'9 g*
  - ¿Qué volumen de hidrógeno se obtiene en condiciones normales? *Solución: 6'14 litros*
  - ¿Qué cantidad de cinc puede reaccionar con el ácido clorhídrico presente en 20 cm<sup>3</sup> de disolución comercial 11'3 M? *Solución: 7'39 g*

DATOS MASAS ATÓMICAS: C (12) O (16) S (32) Cl (35,5) Ca (40) Zn (65,4)

19. Investiga si la idea de **Arrhenius** sobre la ionización tuvo buena acogida desde el principio. Lo mismo con la hipótesis de **Avogadro**.