

# 6

## Cambios químicos

La cabeza de la cerilla contiene fósforo rojo.

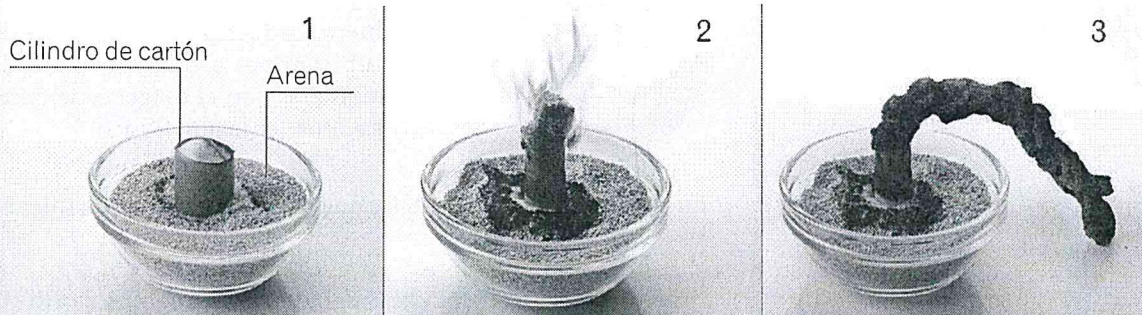
Al frotarla sobre el rascador, este se transforma en fósforo blanco que se inflama instantáneamente.

¿A qué crees que se debe el olor que se desprende al encender la cerilla?



### EXPERIMENTA Y PIENSA: la serpiente del faraón

Con azúcar y bicarbonato realizamos esta experiencia que se denomina la **serpiente del faraón**. Cuenta la leyenda que la hacían los brujos callejeros en los mercados. ¿Qué crees que sucede? ¿Se produce un cambio físico o químico?



● Lo colocamos;

● le prendemos fuego...

● ... y ¡aparece la serpiente!

# 1

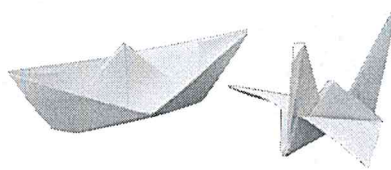
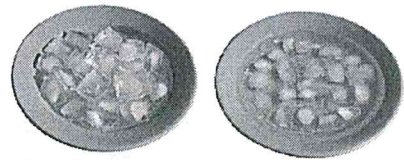
## Cambios físicos y químicos

La química no solo se encarga de estudiar las propiedades y la composición de las sustancias, sino que también estudia algunos de los cambios que estas experimentan.

Con mucha frecuencia encontramos cambios que sufren las sustancias. Por ejemplo, el hierro se oxida, el papel se pone amarillo... Sin embargo, no todos los cambios son iguales. Podemos hablar de **cambios físicos** o de **cambios químicos**.

### 1.1 Los cambios físicos

Si calentamos hielo, al cabo de un tiempo obtenemos agua líquida. El agua ha cambiado de estado, de sólido a líquido, pero sigue siendo agua.



Si arrugamos o doblamos varias veces un papel, este cambia su aspecto, pero sigue siendo papel.

En estos ejemplos no se han formado nuevas sustancias, la sustancia inicial es la misma que la final.

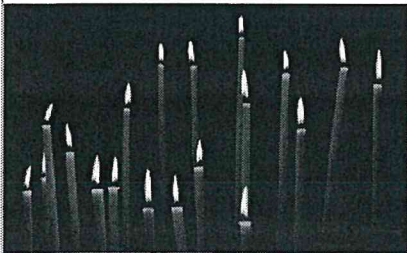
#### ¿LO SABÍAS?

##### Las combustiones

Una combustión es una reacción química que se produce cuando una sustancia, llamada **combustible**, reacciona con el oxígeno del aire desprendiendo energía.

Para iniciar la combustión es preciso comunicar energía al combustible, con el fin de que adquiera la temperatura que necesita el proceso.

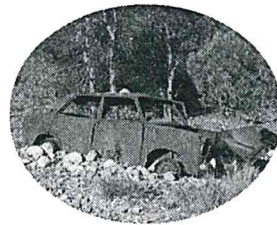
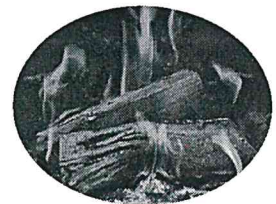
El alcohol, el butano, los derivados del petróleo, la madera o la cera de las velas son combustibles.



Se produce un **cambio físico** cuando no varía la naturaleza de las sustancias, es decir, no se forman otras nuevas.

### 1.2 Los cambios químicos

Al quemar madera en una hoguera, al final no queda madera; se transforma en humo y cenizas.



El hierro expuesto a la intemperie, al cabo de un tiempo, cambia su naturaleza al combinarse con el oxígeno del aire, convirtiéndose en óxido férrico.

En ambos casos las sustancias que se han originado son diferentes de las sustancias iniciales.

Se produce un **cambio químico** cuando las sustancias iniciales se transforman en otras sustancias finales diferentes.

# Actividades

1. Distingue razonadamente los cambios físicos de los químicos.

- Evaporación de un perfume.
- Disolución de azúcar en café.
- Encendido de una cocina de vitrocerámica.
- Encendido de una cocina de gas.
- Caramelización de azúcar para hacer un flan.
- Pelado y troceado de una manzana.
- Cocción de un huevo.
- Triturado de la uva para obtener mosto.

Cambios físicos	Cambios químicos

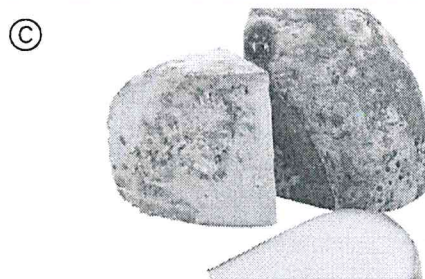
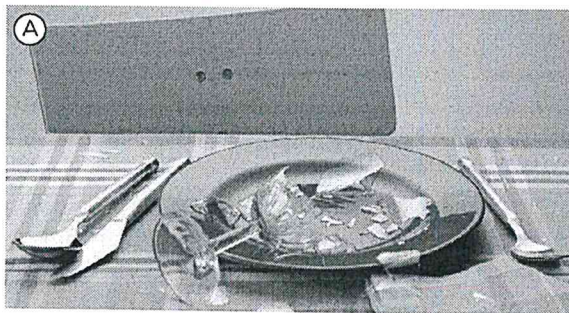
2. Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- Cuando se enciende una vela se produce un cambio químico.
- En un cambio físico se forman nuevas sustancias distintas a las iniciales.
- Cuando la fruta madura se produce un cambio químico.
- En un cambio químico las sustancias que se originan son iguales a las iniciales, pero con propiedades diferentes.

3. Contesta:

- ¿Qué tipo de cambio se produce cuando añadimos azúcar al agua y lo agitamos bien?
- ¿Qué experimento llevarías a cabo para comprobarlo?

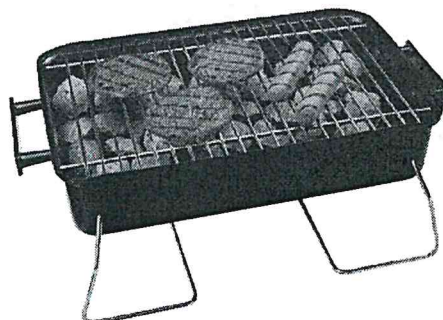
4. Observa las siguientes fotografías e indica si se está produciendo un cambio físico o químico



5. Contesta.

- ¿Qué le ocurre a los cubitos de hielo en un vaso colocado al sol?
- ¿Es posible que el agua se convierta en hielo? ¿Y el hielo en agua?
- ¿La madera puede transformarse en ceniza? ¿Y la ceniza en madera?
- ¿En qué se convierte el agua cuando se calienta?

6. Cuando se asa un trozo de carne, ¿se produce un cambio físico o químico?



## 2 Las reacciones químicas

### ¿LO SABÍAS?

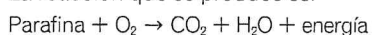
#### La combustión en una vela

Cuando arde una vela tiene lugar una reacción de combustión.

Con el calor se funde la parafina y posteriormente se evapora.

La parafina gaseosa, al contactar con el oxígeno del aire, experimenta la reacción de combustión y se libera energía en forma de luz y calor.

La reacción que se produce es:


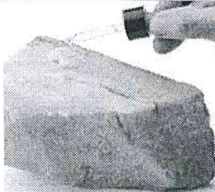


Una reacción química es un proceso en el que se forman sustancias nuevas (productos) a partir de unas sustancias iniciales (reactivos).

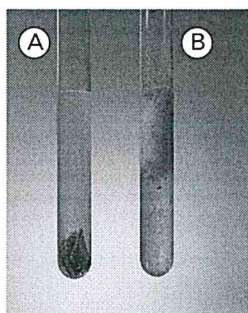
### 2.1 ¿Qué cambios se producen?

Cuando ocurre una reacción química se produce un cambio que indica que algo se está formando. Por ejemplo:

- Un cambio de color.
- La aparición repentina de un sólido.
- El desprendimiento de un gas (aparecen burbujas) o de luz.
- Un cambio de temperatura.

Formación de un sólido...	Disolución de un sólido...
 <p>Cuando la cinta de magnesio (Mg) arde, reacciona con el oxígeno (O<sub>2</sub>) del aire y se transforma en una sustancia pulverulenta: óxido de magnesio (MgO). En esta reacción se desprende una gran cantidad de luz.</p>	 <p>El mármol es carbonato de calcio (CaCO<sub>3</sub>). Si viertes un ácido sobre mármol, verás que se forma un burbujeo y, con el tiempo, desaparece. En esta reacción el sólido se ha disuelto (desapareció) y se desprende un gas, el dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>).</p>

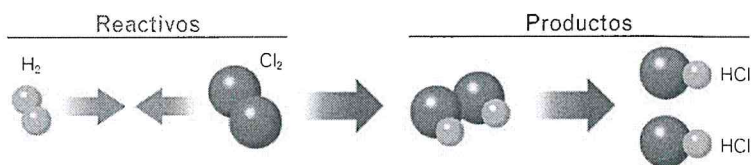
Reacción de cinc con ácido clorhídrico. La reacción B es más rápida que la A porque en B los trozos de reactivo (cinc) son más pequeños.



La reacción de descomposición ocurre más rápidamente si el alimento se encuentra a temperatura ambiente que si está en un frigorífico o refrigerado.

### 2.2 ¿Cómo se produce una reacción química?

Para que tenga lugar una reacción las partículas de los reactivos deben chocar. Si los choques tienen suficiente energía, los átomos de las partículas se separan y se reagrupan formando nuevas sustancias.



Si se encuentran una molécula de H<sub>2</sub> y otra de Cl<sub>2</sub>, el impacto rompe primero los enlaces de las moléculas originales, que luego se reagrupan formando moléculas de HCl.

Sin embargo, no todos los choques rompen las partículas de los reactivos. Para que esto ocurra es necesario que las partículas iniciales choquen entre sí con la **suficiente energía** y con la **orientación adecuada**. Algunos factores que influyen en la velocidad de una reacción son:

- **La temperatura.** Al aumentar la temperatura, también lo hace la velocidad de las partículas y se producen más choques, con lo que la velocidad de la reacción aumenta.
- **La división de los reactivos.** Cuanta más superficie de contacto hay, más fácil es que se produzcan choques y más rápida es la reacción.

# Actividades

7. Dadas las siguientes reacciones, indica cuáles son los reactivos y cuáles son los productos de cada reacción.

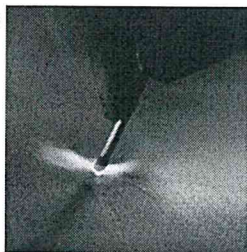
- a) Metano + oxígeno  $\rightarrow$  dióxido + agua de carbono
- b) Hierro + oxígeno  $\rightarrow$  óxido de hierro (III)
- c) Hidrógeno + yodo  $\rightarrow$  ácido yodhídrico

8. Indica los reactivos que intervienen y los productos que se forman en las siguientes reacciones químicas.

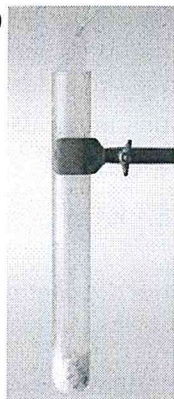
- a) El butano ( $C_4H_{10}$ ) arde en contacto con el oxígeno del aire y se convierte en dióxido de carbono y vapor de agua.
- b) Al arder carbón se produce dióxido de carbono.
- c) Cuando la gasolina arde en un motor de un coche, se combina con el oxígeno y se producen dióxido de carbono y agua.

9. Identifica en las fotografías pruebas que indiquen que se produce un cambio químico:

(A)



(C)



(B)



10. Completa las siguientes frases. Para que una reacción química se produzca han de cumplirse las siguientes condiciones:

- a) Las moléculas de los productos/reactivos tienen que chocar/enlazarse.
- b) Los reactivos deben tener energía/materia suficiente.

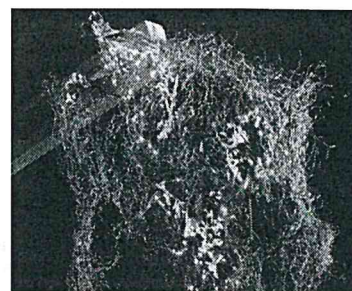
11. En la reacción de formación del amoníaco 1 molécula de nitrógeno ( $N_2$ ) reacciona con 3 moléculas de hidrógeno ( $H_2$ ) para dar 2 moléculas de amoníaco ( $NH_3$ ).

- a) Representa mediante un modelo de esferas los reactivos y los productos de la reacción.
- b) Indica los enlaces que se han roto y los enlaces que se han formado.

12. Señala si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas, justificando la respuesta en este último caso.

- a) Cuando los reactivos que intervienen en una reacción son sólidos, si están finalmente divididos reaccionarán con mayor rapidez que si no lo están, ya que la superficie de contacto aumenta.
- b) Al aumentar la temperatura de una reacción disminuye el número de choques.

13. ¿Por qué el hierro pulverizado arde fácilmente y, en cambio, una barra de hierro no?



14. En las minas, las partículas de polvo de carbón en el aire presentan un alto riesgo de explosión. Sin embargo, los trozos grandes de carbón del suelo no arden con tanta facilidad. ¿A qué crees que es debido?

- a) A que el gas reacciona antes y produce explosiones más violentas.
- b) Al reducir la superficie del carbón aumenta la superficie de contacto, lo que implica un aumento de la velocidad de reacción.
- c) Las partículas de polvo de carbón poseen mayor número de moléculas que los trozos de carbón, por lo que reaccionan antes.
- d) Las partículas de carbón del aire se mueven con mayor velocidad que las de los trozos de carbón del suelo.

15. ¿Por qué los alimentos se descomponen más rápidamente a temperatura ambiente que cuando están en el frigorífico?

16. La oxidación del hierro (hierro + oxígeno) es una reacción muy lenta. ¿Qué crees que podríamos hacer para que fuera una reacción más rápida?

## 3 Masa molecular y mol

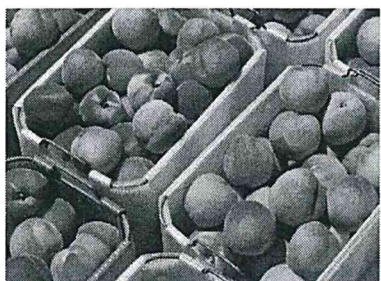
### ¿LO SABÍAS?

#### Mol o moles

De acuerdo con la IUPAC, un mol es la unidad de cantidad de sustancia, y se indica a continuación del número que expresa la cantidad, por ejemplo, 8 mol.

Esta cantidad se lee *ocho moles*, pero no se escribe 8 moles, sino 8 mol.

Sucede lo mismo que con las otras unidades. Si una longitud es 8 m, se lee *ocho metros*, pero, cuando se escribe, no se expresa la unidad en plural: se escribe 8 m.



En una docena hay 12 unidades. Sin embargo, no pesa lo mismo la docena de sandías que la de melocotones.

En «1 mol de sandías» hay  $6,022 \cdot 10^{23}$  sandías, y en «1 mol de melocotones» hay  $6,022 \cdot 10^{23}$  melocotones. Sin embargo, el mol de sandías pesa mucho más que el mol de melocotones.

### 3.1 Masa molecular

Las moléculas están formadas por átomos. La masa de una molécula es, por tanto, la suma de las masas de los átomos que lo forman.

Por ejemplo, la molécula de metano está formada por 1 átomo de carbono y 4 átomos de hidrógeno. Su fórmula es  $\text{CH}_4$ . La masa molecular del  $\text{CH}_4$  será la suma de las masas atómicas del átomo de carbono y de los cuatro átomos de hidrógeno que lo forman.

Masa molecular de  $\text{CH}_4 = \text{masa atómica del C} + 4 \cdot \text{masa atómica del H}$

$$\text{Masa molecular de } \text{CH}_4 = 12 \text{ u} + 4 \cdot 1 \text{ u} = 16 \text{ u}$$

La masa de las moléculas se expresa en **unidades de masa atómicas (u)**. Sin embargo, esta unidad es muy pequeña. Recuerda la equivalencia entre la unidad de masa atómica (u) y el gramo (g).

$$1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 0,000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 001\ 66 \text{ g}$$

Esta cantidad es imposible de medir en un laboratorio, incluso con balanzas de precisión. Es decir, no podemos trabajar en laboratorio con unas pocas moléculas, pues su masa es muy pequeña, casi inapreciable.

### 3.2 El mol

Como la masa de una molécula es muy pequeña, para trabajar en un laboratorio es necesario escoger un número grande de moléculas.

Diferentes experimentos han mostrado que  $6,022 \cdot 10^{23}$  moléculas de cualquier sustancia tienen tantos gramos como indica su masa molecular expresada en unidades atómicas.

Es decir, como una molécula de metano ( $\text{CH}_4$ ) tiene una masa de 16 u, la masa de  $6,022 \cdot 10^{23}$  moléculas de metano es 16 g.

Al número  $6,022 \cdot 10^{23}$  se le llama **número de Avogadro**.

Se denomina **mol** a la cantidad de sustancia que contiene  $6,022 \cdot 10^{23}$  partículas (átomos, moléculas, iones, electrones...).

En un mol de cualquier sustancia hay  $6,022 \cdot 10^{23}$  partículas de dicha sustancia. Veamos algunos ejemplos:

- El helio es monoatómico (He). Por tanto, en 1 mol de helio hay  $6,022 \cdot 10^{23}$  átomos de helio. Como 1 átomo de helio tiene una masa de 4 u, 1 mol de helio tendrá una masa de 4 g.
- En 1 mol de oxígeno ( $\text{O}_2$ ) hay  $6,022 \cdot 10^{23}$  moléculas de oxígeno. Como 1 molécula de oxígeno tiene una masa de 32 u, 1 mol de moléculas de  $\text{O}_2$  tendrá una masa de 32 g.
- En un mol de agua hay  $6,022 \cdot 10^{23}$  moléculas de agua. Como 1 molécula de agua tiene una masa de 18 u, 1 mol de moléculas de agua tendrá una masa de 18 g.

# Actividades

## 1. EJERCICIO RESUELTO

La fórmula del agua es  $H_2O$ .

- a) ¿Cuántas moléculas de agua hay en 1 mol de agua? ¿Y en 2 mol de agua?  
b) ¿Cuántas moléculas contendrá una muestra de 50 g de agua?

Masas atómicas:  $H = 1 \text{ u}$ ;  $O = 16 \text{ u}$ .

- a) En 1 mol de cualquier sustancia hay  $6,022 \cdot 10^{23}$  moléculas. En 2 mol tendremos:

$$2 \text{ mol} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} = 1,2 \cdot 10^{24} \text{ moléculas}$$

- b) Primero calculamos la masa molecular del  $H_2O$ :

$$M(H_2O) = 2 \cdot 1 \text{ u} + 16 \text{ u} = 18 \text{ u}$$

Veamos cuántos moles son los 50 g de  $H_2O$ :

$$50 \text{ g de } H_2O \cdot \frac{1 \text{ mol de } H_2O}{18 \text{ g de } H_2O} = 2,78 \text{ mol de } H_2O$$

Ahora calculamos cuántas moléculas hay en esta cantidad sabiendo que en un mol de cualquier sustancia hay  $6,022 \cdot 10^{23}$  moléculas.

$$2,78 \text{ mol de } H_2O \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléc. de } H_2O}{1 \text{ mol de } H_2O} = 1,67 \cdot 10^{24} \text{ moléc. de } H_2O$$

## 2. EJERCICIO RESUELTO

Sabiendo que la fórmula del agua oxigenada es  $H_2O_2$ , calcula:

- a) ¿Cuántos átomos de hidrógeno y de oxígeno hay en una molécula de agua oxigenada?  
b) ¿Cuántos átomos de hidrógeno y de oxígeno hay en un mol de agua oxigenada?

- a) En una molécula de  $H_2O_2$  hay 2 átomos de hidrógeno y 2 átomos de oxígeno.

- b) En 1 mol de  $H_2O_2$  tenemos  $6,022 \cdot 10^{23}$  moléculas. El número de átomos de hidrógeno que hay en 1 mol se obtiene multiplicando el número de moléculas que hay en 1 mol por los dos átomos de hidrógeno que hay en cada molécula.

Es decir:

$$2 \text{ átomos de hidrógeno} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} = 1,2 \cdot 10^{24} \text{ átomos de hidrógeno}$$

De igual forma obtenemos los átomos de oxígeno:

$$2 \text{ átomos de oxígeno} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} = 1,2 \cdot 10^{24} \text{ átomos de oxígeno}$$

17. Calcula la masa molecular de las siguientes sustancias:

- a) Dióxido de carbono ( $CO_2$ ).      c) Agua ( $H_2O$ ).  
b) Amoníaco ( $NH_3$ ).                      d) Oxígeno ( $O_2$ ).  
Masas atómicas:  $C = 12 \text{ u}$ ;  $O = 16 \text{ u}$ ;  $N = 14 \text{ u}$ ;  $H = 1 \text{ u}$ .

18. Ordena de mayor a menor la masa molecular de los siguientes compuestos:

- a) Amoníaco ( $NH_3$ ).  
b) Ácido sulfúrico ( $H_2SO_4$ ).  
c) Ácido clorhídrico ( $HCl$ ).  
d) Dióxido de carbono ( $CO_2$ ).  
e) Cloruro de sodio ( $NaCl$ ).

19. El número de Avogadro es un número enorme ( $6,022 \cdot 10^{23}$ ). Imagina que fuese un número más pequeño, por ejemplo 100.

- a) ¿Cuántos garbanzos habría si tenemos 1, 2 y 2,5 mol?  
b) Si cada garbanzo tuviese una masa de 0,2 g, ¿cuál sería la masa de 1, 2 y 2,5 mol de garbanzos?

20. Consulta la tabla periódica y contesta a las siguientes preguntas:

- a) Un mol de moléculas de dióxido de carbono ( $CO_2$ ) tiene una masa de \_\_\_ g, y contiene:
- \_\_\_ moléculas de dióxido de carbono.
  - \_\_\_ átomos de carbono.
  - \_\_\_ átomos de oxígeno.
- b) Dos moles de amoníaco ( $NH_3$ ) tienen una masa de \_\_\_ g y contienen:
- \_\_\_ moléculas de amoníaco.
  - \_\_\_ átomos de nitrógeno.
  - \_\_\_ átomos de hidrógeno.

21. La fórmula del amoníaco es  $NH_3$ .

- a) ¿Cuál es la masa de una molécula de amoníaco?  
b) ¿Cuál es la masa de un mol de amoníaco?  
c) ¿Cuántas moléculas de amoníaco hay en 1 mol de amoníaco? ¿Y en 3 mol?  
d) ¿Cuál es la masa de  $6,022 \cdot 10^{23}$  moléculas de amoníaco?  
e) ¿Cuántas moléculas hay en 20 g de amoníaco?  
Masas atómicas:  $N = 14 \text{ u}$ ;  $H = 1 \text{ u}$ .

22. ¿Cuántos moles hay en 450 g de carbonato de calcio ( $CaCO_3$ )?

Masas atómicas:  $Ca = 40 \text{ u}$ ;  $C = 12 \text{ u}$ ;  $O = 16 \text{ u}$ .

## 4 La ecuación química

### RECUERDA

Coefficientes estequiométricos y subíndices

Indica el número de moléculas



Indica el número de átomos

En este ejemplo tenemos 2 moléculas de ácido sulfúrico; y en total, 4 átomos de hidrógeno (H), 2 átomos de azufre (S) y 8 átomos de oxígeno (O).

Para describir las reacciones químicas se emplean **ecuaciones químicas**.

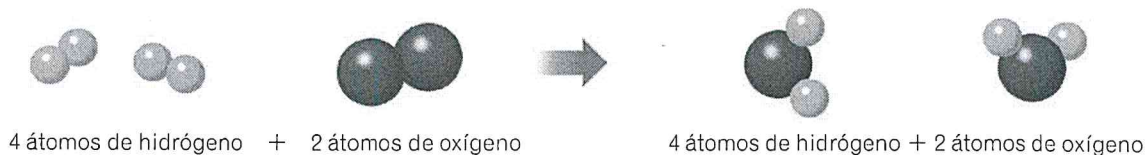
Una ecuación química es una representación abreviada de una reacción.

En ella se escriben las fórmulas de los **reactivos** y, a continuación, las fórmulas de los **productos** de la reacción separadas por una flecha ( $\rightarrow$ ) que indica el sentido en que transcurre la reacción.

<p>A la izquierda de la ecuación se escribe la fórmula de las sustancias que reaccionan: los <b>reactivos</b>.</p>	<p>Entre los reactivos y los productos se escribe una flecha, que se lee «para dar».</p>	<p>A la derecha se escribe la fórmula de las sustancias que se forman: los <b>productos</b>.</p>
$2\text{H} + \text{O}_2$	$\rightarrow$	$2\text{H}_2\text{O} (g)$
<p>El subíndice indica el número de átomos del elemento</p>		
<p>A la izquierda de cada fórmula se escribe su <b>coeficiente estequiométrico</b>, que es un número que indica la proporción en moléculas, o en moles, en la que interviene esa sustancia en la reacción; <b>si es 1, no se escribe</b>.</p>		<p>A la derecha de cada fórmula se puede indicar el estado: sólido (s), líquido (l), gas (g); en disolución acuosa (aq).</p>

En toda reacción química ocurren tres hechos que debemos destacar:

1. **Cambian las sustancias.** En la reacción del ejemplo partimos de dos reactivos, agua y oxígeno, y se forma una nueva sustancia: agua.
2. **Se conservan los átomos**, pero se organizan de otra manera. No se conserva, en general, el número de moléculas.



3. **Se conserva la masa.**

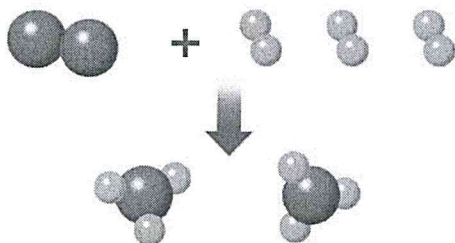
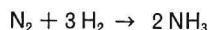
En toda reacción se cumple que la suma de las masas de los reactivos es igual a la suma de las masas de los productos de la reacción.

Esta ley se conoce como **ley de conservación de la masa**. Fue enunciada por el químico francés Antoine L. Lavoisier. Por eso también se conoce como **ley de Lavoisier**.

En nuestro ejemplo, 4 g de hidrógeno reaccionan con 32 g de oxígeno para formar 36 g de agua. Es decir, reaccionan 4 g de  $\text{H}_2$  + 32 g de  $\text{O}_2$  = 36 g de reactivos y se forman 36 g de agua.

# Actividades

23. Observa la reacción de formación del amoníaco:



- ¿Quiénes son los reactivos de la reacción?  
¿Y los productos?
- ¿Cuántos átomos de hidrógeno hay en los reactivos?  
¿Y en los productos?
- ¿Cuántos átomos de nitrógeno hay en los reactivos?  
¿Y en los productos?
- ¿Se conserva el número de moléculas?

24. Escribe la ecuación de las siguientes reacciones químicas:

- Una molécula de metano ( $\text{CH}_4$ ) gaseoso reacciona con dos moléculas de oxígeno gaseoso ( $\text{O}_2$ ) para dar una molécula de dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) gas y dos moléculas de agua gaseosa ( $\text{H}_2\text{O}$ ).
- Una molécula de carbono sólido reacciona con una molécula de oxígeno para formar una molécula de dióxido de carbono.
- Una molécula de cloro ( $\text{Cl}_2$ ) reacciona con una molécula de hidrógeno ( $\text{H}_2$ ) para formar dos moléculas de ácido clorhídrico ( $\text{HCl}$ ).

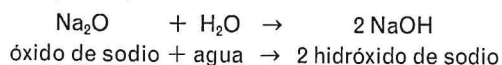
25. A partir de los datos del cuadro siguiente, escribe la ecuación química de la reacción y exprésala mediante una frase:

Fórmula reactivo	Fórmula producto	Nombre	Coefficiente estequiométrico	Estado físico
$\text{NH}_3$		Amoníaco	2	Gas
	$\text{N}_2$	Nitrógeno	1	Gas
	$\text{H}_2$	Hidrógeno	3	Gas

26. Representa mediante diagramas de bolas las siguientes reacciones químicas:

- $2 \text{Cu} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CuO}$
- $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$

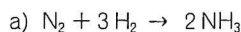
27. Representa la siguiente reacción química utilizando esferas para representar los átomos:



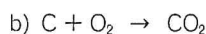
28. En una reacción química la masa:

- Se conserva.
- Se pierde.
- Depende de los reactivos.
- Depende de los productos.

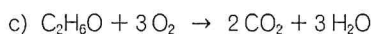
29. Calcula la masa de los productos que se origina en las siguientes reacciones químicas:



Reaccionan 28 g de nitrógeno con 6 gramos de hidrógeno para formar \_\_\_\_ gramos de amoníaco.



Reaccionan 12 gramos de carbono con 32 gramos de oxígeno gaseoso para formar \_\_\_\_ gramos de dióxido de carbono.



Reaccionan 46 gramos de alcohol etílico con 96 gramos de oxígeno gaseosos para formar \_\_\_\_ gramos de dióxido de carbono y 54 gramos de agua.

30. Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- En una reacción química se conservan los átomos.
- En una reacción química se conservan las moléculas.
- En una reacción química se conservan los gramos.

31. En la reacción química:  $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C} + \text{D}$ , si reaccionan 30 g de A con 63 g de B y se producen 47 g de C, ¿cuántos gramos de la sustancia D se obtendrán?

32. Calentamos una muestra de 2,5 g de estaño puro con oxígeno hasta que se obtienen 3,17 g de producto. ¿Qué cantidad de oxígeno ha reaccionado con el estaño?

33. Hacemos reaccionar 12 g de azufre con 21 g de hierro para formar sulfuro ferroso ( $\text{FeS}$ ).

- Escribe la ecuación de dicha reacción química.
- ¿Qué cantidad de sulfuro ferroso obtendremos?

34. En el proceso:



se hacen reaccionar 50 g de  $\text{PbO}$  y se obtienen 46 g de plomo, 2,12 g de nitrógeno y 4,03 g de agua. ¿Qué masa de amoníaco habrá reaccionado?

35. Se hacen reaccionar 73 g de ácido clorhídrico con 100 g de carbonato de calcio. Se obtienen 111 g de cloruro de calcio, 18 g de agua y también dióxido de carbono. ¿Qué masa de dióxido de carbono se forma?

## RECUERDA

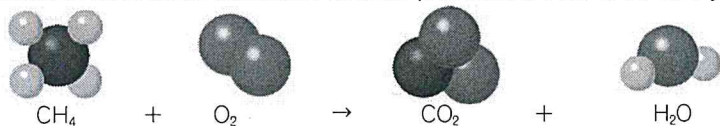
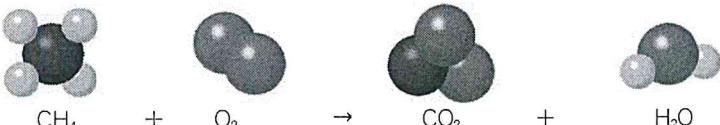
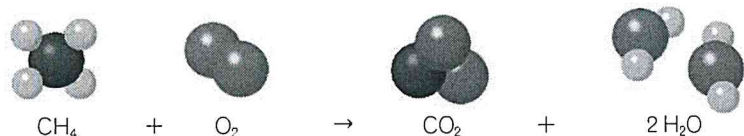
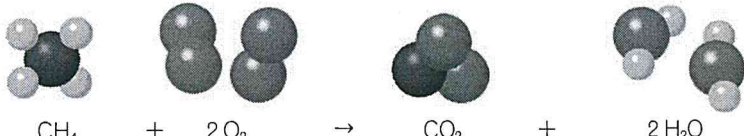
Para que una reacción química esté ajustada debes conseguir que el número de átomos de cada elemento antes y después de la reacción sea el mismo. Es decir, debe haber el mismo número de átomos de cada elemento en los reactivos y en los productos. Pero ten cuidado. ¡NO se pueden cambiar los subíndices!

## 4.1 Ajuste de ecuaciones químicas

En una ecuación química se conserva el número de átomos iniciales. Por eso en los reactivos y en los productos ha de aparecer el mismo número de átomos de cada elemento.

Decimos que una ecuación química está ajustada cuando el número de átomos de cada elemento es el mismo en cada uno de los miembros de la ecuación.

Así, para ajustar la ecuación química de combustión del gas butano ( $C_4H_{10}$ ) se procede de la siguiente forma:

Pasos que debes seguir	Ejemplo												
1. Escribimos las fórmulas de los reactivos y los productos separadas por una flecha.	La reacción de combustión del metano da como productos dióxido de carbono y agua.  $CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$												
2. Colocamos delante de cada fórmula un número para conseguir que los átomos de cada elemento sean los mismos en los reactivos que en los productos. Comenzamos por el carbono.	Hay 1 átomo de C en los reactivos ( $CH_4$ ) y 1 átomo de C en los productos ( $CO_2$ ). No es necesario añadir ninguna cantidad: los átomos de carbono están ajustados; son los mismos en los reactivos que en los productos.  $CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$												
3. De forma similar ajustamos el H.	Hay 4 átomos de H en los reactivos ( $CH_4$ ) y solo 2 átomos de H en los productos ( $H_2O$ ). Debemos poner 2 $H_2O$ para que haya 4 átomos de H en los productos.  $CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$												
4. Por último ajustamos el O.	En los reactivos hay 2 átomos de O en $O_2$ . En los productos hay 2 átomos de O en $CO_2$ y 2 en 2 $H_2O$ . En total, 4 átomos de O. Debemos tener 4 átomos de O en los reactivos, pero como ya hay 2 átomos de O, ponemos 2 $O_2$ .  $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$												
5. Comprobamos que con estos coeficientes todos los elementos están ajustados; es decir, hay el mismo número de átomos de cada elemento a ambos lados de la ecuación.	<table border="1" data-bbox="730 1592 1238 1738"> <thead> <tr> <th>Elemento</th> <th>Reactivos</th> <th>Productos</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>C</td> <td>1</td> <td>1</td> </tr> <tr> <td>H</td> <td>4</td> <td>4</td> </tr> <tr> <td>O</td> <td>4</td> <td>4</td> </tr> </tbody> </table> <p>La ecuación global significa que por cada molécula de metano necesitamos 2 moléculas de oxígeno para producir 1 molécula de dióxido de carbono y dos moléculas de agua. Recuerda: los números que indican la proporción entre las moléculas se llaman <b>coeficientes estequiométricos</b>.</p>	Elemento	Reactivos	Productos	C	1	1	H	4	4	O	4	4
Elemento	Reactivos	Productos											
C	1	1											
H	4	4											
O	4	4											

# Actividades

36. El nitrógeno ( $N_2$ ) reacciona con el hidrógeno ( $H_2$ ) para formar amoníaco ( $NH_3$ ). Escribe y ajusta la reacción.

37. Indica cuál o cuáles de las siguientes ecuaciones químicas están ajustadas y cuáles no.

- $C + O_2 \rightarrow 2 CO$
- $C + O_2 \rightarrow CO_2$
- $O_2 \rightarrow CO$
- $2 C + O_2 \rightarrow 2 CO_2$
- $4 C + 2 O_2 \rightarrow 4 CO$
- $8 C + 8 O_2 \rightarrow 8 CO_2$

38. Ajusta las siguientes ecuaciones químicas:

- $NO + O_2 \rightarrow NO_2$
- $N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$
- $NO_2 + H_2O \rightarrow HNO_3 + NO$
- $CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$
- $H_2SO_4 + NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$
- $HI \rightarrow H_2 + I_2$
- $SO_2 + O_2 \rightarrow SO_3$
- $Al + O_2 \rightarrow Al_2O_3$
- $Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2$
- $C + O_2 \rightarrow CO_2$

39. Completa y ajusta las siguientes reacciones químicas:

- Óxido de calcio ( $CaO$ ) + agua ( $H_2O$ )  $\rightarrow$  \_\_\_\_\_
- Dióxido de azufre \_\_\_\_\_ +  
+ agua ( $H_2O$ )  $\rightarrow$  ácido sulfuroso ( $H_2SO_3$ )

40. El dióxido de azufre ( $SO_2$ ) reacciona con el oxígeno para formar trióxido de azufre ( $SO_3$ ).

- Escribe la ecuación química y ajústala.
- ¿Qué sustancia es el producto y cuáles son los reactivos?

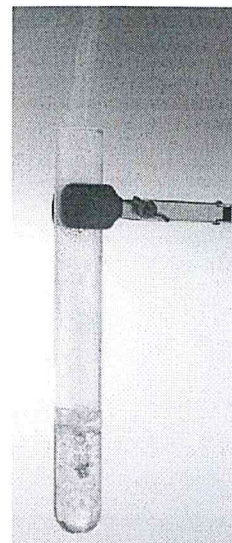
41. Escribe las siguientes reacciones químicas ajustadas:

- Cloro + cobre  $\rightarrow$  cloruro de cobre (II) ( $CuCl_2$ )
- Fósforo + oxígeno  $\rightarrow$  óxido de fósforo (V) ( $P_2O_5$ )
- Metano + oxígeno  $\rightarrow$  dióxido de carbono + agua

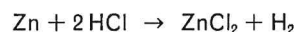
42. El propano es un gas de fórmula  $C_3H_8$  que reacciona con el oxígeno del aire obteniéndose dióxido de carbono y vapor de una sustancia muy conocida.

- ¿De qué sustancia se trata?
- ¿Cómo se denomina a la reacción que se ha producido?
- Escribe y ajusta la reacción.

43. El ácido clorhídrico reacciona con el cinc metal ( $Zn$ ) produciendo gas hidrógeno ( $H_2$ ) y cloruro de cinc ( $ZnCl_2$ ), liberándose en dicha reacción energía que se manifiesta en forma de calor. Escribe y ajusta la reacción correspondiente.



44. Observa la siguiente ecuación química:

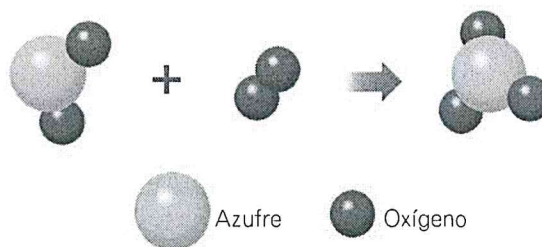


El cinc reacciona con ácido clorhídrico para formar cloruro de cinc e hidrógeno.

¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son falsas? Razona la respuesta.

- Se obtiene el mismo número de gramos de cloruro de cinc ( $HCl$ ) que de hidrógeno.
- Se obtiene el mismo número de átomos de hidrógeno que de cinc.
- Se obtienen los mismos gramos de reactivos que de productos.
- Los átomos de cloro que reaccionan son los mismos que los que se obtienen.

45. Escribe la reacción química que se esquematiza en el siguiente modelo y posteriormente ajústala.



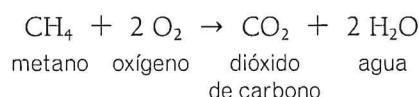
- ¿Se conserva el número de átomos?
- ¿Se conserva el número de moléculas?
- ¿Se conserva la masa?

## 4.2 ¿Qué información podemos obtener de una ecuación química?

Cuando una ecuación química está bien ajustada podemos obtener información sobre los átomos, moléculas, etc., que intervienen y también sobre el número de moles que reaccionan.

Veamos diferentes formas de leer una reacción química, por ejemplo, para la reacción de combustión del metano ( $\text{CH}_4$ ) que tiene como productos dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) y agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ).

La reacción química ajustada es:



	Reactivos		Productos	
	$\text{CH}_4$	$+ 2 \text{O}_2$	$\rightarrow$	$\text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
En moléculas	1 molécula de metano	2 moléculas de oxígeno		1 molécula de dióxido de carbono 2 moléculas de agua
	10 moléculas de metano	20 moléculas de oxígeno		10 moléculas de dióxido de carbono 20 moléculas de agua
	$6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de metano	$2 \cdot 6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de oxígeno		$6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de dióxido de carbono $2 \cdot 6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua
En moles	1 mol de moléculas de metano	2 mol de moléculas de oxígeno		1 mol de moléculas de dióxido de carbono 2 mol de moléculas de agua
	1 mol de $\text{CH}_4$ tiene una masa de: $12 + 4 \cdot 1 = 16 \text{ g}$	1 mol de $\text{O}_2$ tiene una masa de: $2 \cdot 16 = 32 \text{ g}$ Como tenemos 2 moles: $2 \cdot 32 = 64 \text{ g}$		1 mol de dióxido de carbono tiene una masa de: $12 + 2 \cdot 16 = 44 \text{ g}$ 1 mol de agua tiene una masa de: $2 \cdot 1 + 16 = 18 \text{ g}$ Como tenemos 2 moles: $2 \cdot 18 = 36 \text{ g}$
En masa	16 g de butano	64 g de oxígeno		44 g de dióxido de carbono 36 g de agua

80 g de reactivos

80 g de productos

Observa que tenemos la misma masa de reactivos que de productos. Por tanto, en una ecuación ajustada se debe cumplir la ley de conservación de la masa (la suma de la masa de los reactivos es igual a la suma de la masa de los productos).

La información proporcionada por este cuadro es muy útil para resolver problemas de química.



# 5

## Cálculos en las reacciones químicas

Después de ajustar correctamente e interpretar una ecuación química podemos realizar diferentes cálculos entre los reactivos y los productos de dicha reacción.

Las operaciones que nos permiten calcular las cantidades de cada sustancia que intervienen en una reacción química se denominan **cálculos estequiométricos**.

### 5.1 Cómo realizar cálculos estequiométricos

#### 3. EJERCICIO RESUELTO

Calcula la masa de óxido de magnesio (MgO) que se obtiene cuando reaccionan 8 g de oxígeno (O<sub>2</sub>) con la cantidad suficiente de magnesio (Mg).

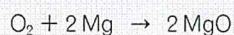
Masas atómicas: O = 16 u; Mg = 24,3 u.

##### Paso 1

Leemos atentamente el enunciado hasta entender el proceso químico que en él se describe.

##### Paso 2

Representamos, mediante fórmulas, la reacción química indicada y la ajustamos:



##### Paso 3

Realizamos una tabla y debajo de cada sustancia escribimos los datos que nos aporta la reacción ajustada.

En la última fila se indican los datos que proporciona el enunciado del ejercicio y la incógnita que nos plantea.

	O <sub>2</sub>	+	2 Mg	→	2 MgO
En moles	1 mol de oxígeno		2 mol de magnesio		2 mol de óxido de magnesio
En masa	2 · 16 = 32 g		2 · 24,3 = 48,6 g		2 · (16 + 24,3) = 80,6 g
Datos del ejercicio	8 g				x ← Incógnita

##### Paso 4

Realizamos los cálculos oportunos, estableciendo la proporción adecuada. En la tabla se indica que por cada 32 g de oxígeno que reaccionan (1 mol) se forman 80,6 g de óxido de magnesio, MgO (2 mol).

Como nos dicen que reaccionan solo 8 g de oxígeno, calculamos cuántos moles son:

$$8 \text{ g de O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de O}_2}{32 \text{ g de O}_2} = 0,25 \text{ mol de O}_2$$

Ahora veamos cuántos moles de MgO se forman. Según la reacción, por cada mol de O<sub>2</sub> se forman 2 mol de MgO:

$$0,25 \text{ mol de O}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol de MgO}}{1 \text{ mol de O}_2} = 0,5 \text{ mol de MgO}$$

Y ahora calculamos cuántos gramos de MgO corresponden a esta cantidad:

$$0,5 \text{ mol de MgO} \cdot \frac{43 \text{ g de MgO}}{1 \text{ mol de MgO}} = 20,15 \text{ g de MgO}$$

Oxígeno

22,4 L

Helio

22,4 L

Argón

22,4 L

Un mol de cualquier gas a 0 °C y 1 atm siempre ocupa 22,4 L.

### 5.2 Volumen molar

Avogadro estudió el comportamiento de los gases en las reacciones químicas y dedujo que en condiciones normales (1 atm de presión y 0 °C de temperatura) un mol de cualquier gas ocupa siempre 22,4 L, independientemente del gas del que se trate.

# Actividades

53. La ecuación de formación de un sándwich se puede representar así:

2 lonchas de jamón + 2 rebanadas de pan → 1 sándwich



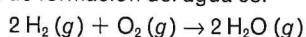
- ¿Cuál es la relación que existe entre el número de lonchas y el de rebanadas?
- Si deseas preparar 6 sándwiches, ¿cuántas rebanadas y lonchas necesitas?
- ¿Cuántas lonchas de jamón se combinarán con 10 rebanadas de pan?
- Si tienes 24 rebanadas de pan y 15 lonchas de jamón, ¿cuántos sándwiches completos podrás preparar? ¿Qué te sobrará: pan o jamón?

54. La ecuación de formación de una pieza se puede representar como:



- ¿Cuál es la relación que existe entre el número de tuercas y el de tornillos?
- ¿Cuántas tuercas se combinarán con 10 tornillos? ¿Cuántas piezas completas podrás montar?
- Si quieres preparar 100 piezas, ¿cuántas tuercas y tornillos necesitas?
- Si tienes 30 tuercas y 30 tornillos, ¿cuántas piezas podrás montar?

55. La ecuación de formación del agua es:

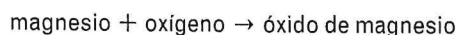


Completa el siguiente texto:

Esto significa que para obtener 2 mol de agua es necesario que reaccionen \_\_\_\_\_ mol de hidrógeno con un mol de \_\_\_\_\_.

Como la masa atómica del H es 1 u, y la del O es 16 u, la relación entre la masa de H y la de O en esta reacción será \_\_\_\_\_.

56. El magnesio metálico reacciona con el oxígeno para formar óxido de magnesio (MgO), según la siguiente reacción:



Si partimos de 6 g de magnesio, ¿cuántos gramos de óxido se podrán formar?

57. Para la reacción anterior, si en vez de partir de 6 g de magnesio, lo hacemos del doble, ¿es correcto afirmar que se obtendrá el doble del óxido?

58. El metano (CH<sub>4</sub>) reacciona con el oxígeno para dar dióxido de carbono y agua.

- Escribe y ajusta la reacción.
- Calcula los datos que faltan e indica en qué leyes te has basado.

Metano	+ oxígeno	→ dióxido de carbono	+ agua
16 g	_____ g	44 g	36 g
8 g	32 g	22 g	_____ g
48 g	_____ g	132 g	_____ g

59. Completa la siguiente tabla:

Mg	+ HCl	→ MgCl <sub>2</sub>	+ H <sub>2</sub>
1 mol			
			2 g

## 4. EJERCICIO RESUELTO

En la reacción de formación de agua, calcula el volumen de H<sub>2</sub>, medido a 1 atm y 0 °C, que reacciona con 5 L de O<sub>2</sub>, también a 1 atm y 0 °C.

Escribimos la reacción ajustada y planteamos la proporción:

2 H <sub>2</sub>	+	O <sub>2</sub>	→	2 H <sub>2</sub> O
2 mol de hidrógeno	Reaccionan con	1 mol de oxígeno	Para dar	2 mol de agua
?		5 L		

Como todos los gases que intervienen en la reacción se encuentran en las mismas condiciones de presión y temperatura, podemos establecer la relación directa entre las cantidades de sustancia en mol.

$$5 \text{ L de O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de O}_2}{22,4 \text{ L de O}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol de H}_2}{1 \text{ mol de O}_2} \cdot \frac{22,4 \text{ L de H}_2}{1 \text{ mol de H}_2} = 10 \text{ L de H}_2$$

60. ¿Qué volumen ocuparán 64 g de O<sub>2</sub> medidos a 0 °C y 1 atm?

61. El monóxido de carbono (CO) reacciona con el oxígeno para formar dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>).

- Escribe y ajusta la reacción.
- Si se hacen reaccionar 84 g de monóxido de carbono con oxígeno de sobra, ¿cuántos litros de dióxido de carbono se obtendrán, medidos a 0 °C y 1 atm?

# Resumen

## CAMBIOS FÍSICOS Y QUÍMICOS

- Un cambio \_\_\_\_\_ es una transformación en la que no varía la naturaleza de las sustancias; es decir, no se forman sustancias nuevas.
- Un cambio \_\_\_\_\_ es una transformación en la que sí varía la naturaleza de las sustancias; es decir, se forman sustancias nuevas.

## LAS REACCIONES QUÍMICAS

- En una reacción química unas sustancias iniciales, llamadas productos/reactivos se transforman en otras finales denominadas productos/reactivos.
- Las reacciones químicas se producen cuando las partículas de los reactivos/productos chocan entre sí para romper/formar sus enlaces. Los átomos/compuestos que se han liberado se reorganizan formando nuevos átomos/enlaces que originan nuevas sustancias.



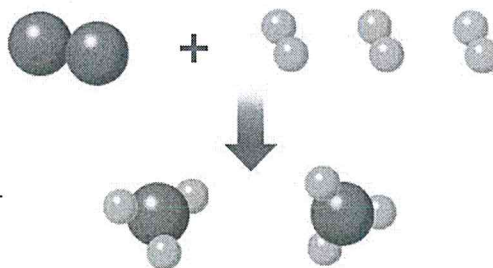
## MASA MOLECULAR Y MOL

- La masa de una molécula es la suma de las masas de los \_\_\_\_\_ que la forman.
- Se denomina mol la cantidad de sustancia que contiene \_\_\_\_\_ partículas (átomos, moléculas, iones, etc.).

## LA ECUACIÓN QUÍMICA

### Ley de conservación de la masa o ley de Lavoisier

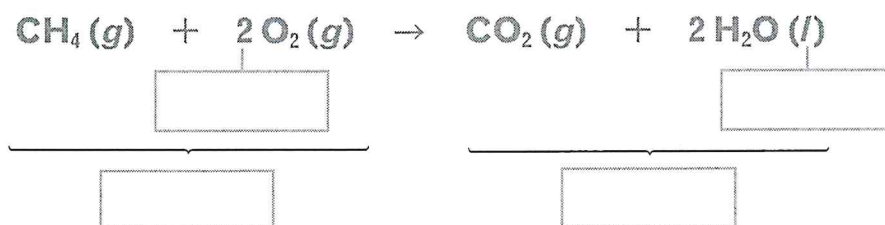
- En toda reacción química se cumple que la suma de las masas de los \_\_\_\_\_ es igual a la suma de la masa de los \_\_\_\_\_



### El ajuste de las ecuaciones químicas

- Para que se cumpla la ley de Lavoisier, en las reacciones químicas debe aparecer el mismo número de moléculas/átomos de cada elemento en los reactivos y en los productos. Para ello se colocan los subíndices/coeficientes estequiométricos delante de cada sustancia que interviene en la reacción.

- Elementos de una ecuación química:



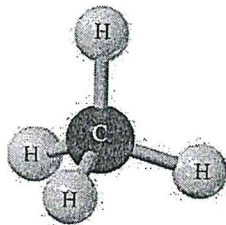
## CÁLCULOS EN LAS REACCIONES QUÍMICAS

- Antes de realizar cálculos estequiométricos es necesario \_\_\_\_\_ la reacción.
- Un mol de cualquier sustancia/gas en condiciones normales de volumen/presión y masa/temperatura (1 atm y 0 °C) ocupa siempre un volumen de 2,4 L/22,4 L.

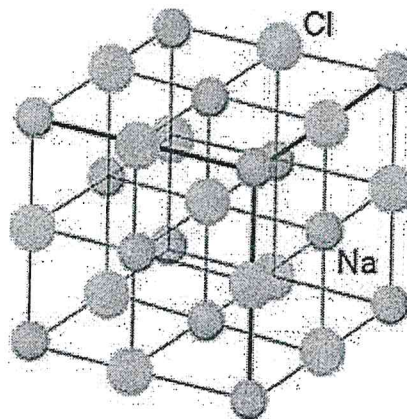
# FORMULACIÓN INORGÁNICA

3º DE ESO

Metano ( $\text{CH}_4$ )



Cloruro de sodio ( $\text{NaCl}$ )



## CUADRANTE DE ESTUDIO DE LA FORMULACIÓN INORGÁNICA

<p>1. Sustancias simples: elementos e iones monoatómicos.                  2. <i>Compuestos binarios (constituidos por dos elementos):</i>                  1.1. OXÍGENO CON:                      1.1.1. Metal o no metal                      1.1.2. Halógenos                      1.1.3. Peróxidos.                  1.2. HIDRÓGENO CON:                      1.2.1. Metal: Hidruros metálicos                      1.2.2. No metal                  1.3. SALES:                      1.3.1. Metal + no metal (Sales neutras)                      1.3.2. No metal + no metal (Sales volátiles)                  3. Iones monoatómicos</p>	3°	E S O	4°	E S O	1°
<p>4. <i>Compuestos ternarios (constituidos por tres elementos):</i>                  3.1. ÁCIDOS OXOÁCIDOS                  3.2. HIDRÓXIDOS (BASES) (metal + OH<sup>-</sup>)                  3.3. OXISALES (SALES NEUTRAS)</p>					B A C H I L
<p>5. <i>Compuestos cuaternarios (constituidos por cuatro elementos)</i>                  4.1. SALES ÁCIDAS.                  4.2. SALES DOBLES.</p>					

### Consideraciones previas.

**Fórmulas químicas.** las fórmulas representan las sustancias químicas y nos indican su composición, al señalar qué elementos y que proporción de átomos intervienen en la sustancia. La fórmula del agua, H<sub>2</sub>O, nos informa de que está formada de hidrógeno y oxígeno, y además que por cada átomo de oxígeno tenemos dos átomos de hidrógeno.

**Objetivo de la formulación.** El objetivo de la formulación y nomenclatura química es que *a partir del nombre de un compuesto sepamos escribir su fórmula (formular), y que a partir de la fórmula sepamos cual es su nombre (nombrar)*. Antiguamente esto no era tan fácil, pero gracias a las normas de la I.U.P.A.C. (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada) la formulación resulta cada vez más sencilla.

**¿Por qué se unen los átomos?** Porque así consiguen más estabilidad. Al estudiar configuración electrónica aprendemos que los *electrones* del *nivel de valencia* (última capa) tienen una importancia capital ya que son los que participan en la formación de los enlaces. Los átomos de los gases nobles poseen una gran estabilidad, al poseer capas electrónicas completas, que es la tendencia del resto de los átomos a la hora de unirse (enlazar).

**¿Cómo se consigue configuración de gas noble?** Los átomos pueden conseguir configuración de gas noble de tres formas: ganando, perdiendo o compartiendo electrones con otros átomos. En los elementos de los grupos representativos (alcalinos, alcalinotérreos, grupo del B, grupo del C, grupo del N, calcógenos y halógenos) el nivel de valencia se completa con ocho electrones. Los átomos con pocos electrones de valencia (alcalinos, alcalinotérreos, etc.) tenderán a perderlos dando lugar a iones positivos (cationes) y formando en general compuestos iónicos, mientras que los átomos con muchos electrones de valencia (halógenos, calcógenos, etc.) tenderán a ganarlos dando lugar a iones negativos (aniones), formando con los metales compuestos iónicos, pero cuando se enlazan elementos no metálicos, que es la situación más frecuente, no se produce cesión-captura de electrones sino que estos se comparten dando lugar a sustancias covalentes.

### NORMAS PRÁCTICAS ELEMENTALES SOBRE FORMULACIÓN IUPAC 2005

- ✓ Para leer una fórmula se deletrea y nunca se silabea. Ejemplo: Se<sub>3</sub>Fe<sub>2</sub>; No se lee se-dos-fe-tres. La forma correcta es: ese-e-tres-efe-e-dos.
- ✓ En general, se escribe siempre en primer lugar el símbolo del elemento o grupo que tiene estado de oxidación positivo (situado más a la izquierda en el sistema periódico) y a continuación el que actúe con estado de oxidación negativo (el situado más a la derecha en la tabla periódica). Al nombrarlos se hace en

orden inverso. Ejemplos: Ca S: sulfuro de calcio.  $O_3Cl_2$  : dicloruro de trióxígeno.

- ✓ Los subíndices indican la cantidad de átomos o la proporción de iones que participan en el compuesto. Por ejemplo, la fórmula  $H_2O$  representa una molécula que contiene dos átomos de hidrógeno unidos a un átomo de oxígeno; mientras que el  $Na_2O$  es un compuesto (iónico) con dos iones  $Na^+$  por cada uno de  $O^{2-}$ .
- ✓ Para nombrar un compuesto es necesario conocer la valencia con que actúa cada elemento (tabla final). La carga neta del conjunto es cero en los compuestos, positiva para los cationes y negativa para los aniones.
- ✓ La carga de un ión se indica en forma de superíndice con su signo (+ ó -). Nota: **por convenio el signo siempre se escribe después del número y nunca al revés**. Ejemplos:  $CO_3^{2-}$ ;  $Zn^{2+}$ ;  $PO_4^{3-}$ ;  $Cl^-$ .
- ✓ A nivel práctico, para formular un compuesto binario se intercambian las valencias de los elementos (estados de oxidación prescindiendo de signos) y se colocan en forma de subíndices, debiéndose simplificar (excepto en peróxidos) al entero más bajo. El subíndice 1 siempre se omite.

Ejemplos:  $Na^+Cl^- \rightarrow Na_1Cl_1 \rightarrow NaCl$ ;  $Al^{3+}CO_3^{2-} \rightarrow Al_2(CO_3)_3$ .

## VALENCIA Y NÚMERO DE OXIDACIÓN.-

Cuando se aprende a formular, hay dos conceptos recurrentes que pueden llegar a confundir: La valencia y el número de oxidación. Cuando hablamos de la valencia, a diferencia del número de oxidación, nos referimos al número de electrones que un átomo pone en juego en una determinada combinación, y se expresa como un número natural (sin signo).

¿Qué es el número de oxidación? El número de oxidación es un número entero que representa el número de electrones que un átomo pone en juego cuando forma un compuesto determinado. A diferencia de la valencia, tiene signo porque estamos considerando los enlaces desde una perspectiva iónica. Así, un número de oxidación positivo señala que el átomo cede electrones o los comparte con un elemento más electronegativo (con más tendencia a captarlos), y negativo si el átomo gana electrones o los comparte con un átomo menos electronegativo.

Recuerda que la tendencia a ganar o perder electrones depende de la configuración electrónica de cada elemento (capa de valencia) por cuanto los átomos reaccionan y se unen unos con otros para alcanzar una configuración estable (regla del **octeto**). Los metales tienen números de oxidación positivos porque tienden a ceder electrones mientras que los no metales presentan tanto números de oxidación negativos como positivos.

En los iones monoatómicos la carga eléctrica coincide con el número de oxidación. Cuando nos refiramos al número de oxidación el signo + o - lo escribiremos a la izquierda del número, como en los números enteros, pero al escribir el ión lo haremos a la derecha del dígito. P.ej: como el Ca tiene n.o: +2, el catión será  $Ca^{2+}$  (nunca  $Ca^{+2}$ ).

La definición de valencia de un elemento en un compuesto (más extendida) corresponde con el número de enlaces, con independencia de su naturaleza, y por lo tanto la valencia es siempre un número natural. El concepto de valencia resulta más práctico en la formulación de compuestos binarios, mientras que el número de oxidación lo es en aniones complejos y compuestos de tres o más elementos. Ejemplos aclaratorios:

$Fe_2O_3$  : Valencias: hierro (3) ; oxígeno (2)

Números de oxidación: hierro: +3 (cede 3 electrones) y oxígeno: -2 (cada oxígeno gana 2 electrones).

**NO**: Valencias: N(2), O(2)

Números de oxidación: N (+2) y O (-2) aunque no hay cargas reales al tratarse de un compuesto covalente.

**NOTA: Al final de estos apuntes hay una tabla con los estados de oxidación más frecuentes, que debes memorizar.**

# 1 SUSTANCIAS SIMPLES.

## ELEMENTOS.

Llamamos así a las sustancias constituidas por átomos de un sólo elemento. Su fórmula será el símbolo del elemento (Fe, Na, Cu, C, etc), excepto las siguientes moléculas gaseosas ( $H_2$ ,  $N_2$ ,  $O_2$ ,  $O_3$ ) y las de los halógenos ( $F_2$ ,  $Cl_2$ ,  $Br_2$ ,  $I_2$ ) que se presentan en forma diatómica o triatómica. Según la IUPAC se nombran con los prefijos di- o tri-, aunque su nombre común (muy utilizado) omite dichos prefijos. Ahora bien, cuando nos refiramos a átomos aislados de esos elementos sí que indicaremos el prefijo mono- (por ejemplo, diremos monooxígeno para indicar que se trata de un átomo de oxígeno aislado (O)).

Los prefijos que designan el número de átomos son:

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
mono-	di-	tri-	tetra-	penta-	hexa-	hepta-	octa-	nona-	deca-	undeca-	dodeca-

Fórmula	Nom. sistemático	Nombre común	Fórmula	Nom. sistemático	Nombre común
$H_2$	Dihidrógeno	Hidrógeno	$F_2$	Diflúor	Flúor
$N_2$	Dinitrógeno	Nitrógeno	$Cl_2$	Dicloro	Cloro
$O_2$	Dioxígeno	Oxígeno	$Br_2$	Dibromo	Bromo
$O_3$	Trioxígeno	Ozono	$I_2$	Diyodo	Yodo
H	Monohidrógeno	Hidrógeno atómico	F	Monoflúor	Flúor atómico
N	Mononitrógeno	Nitrógeno atómico	Cl	Monocloro	Cloro atómico
O	Monooxígeno	Oxígeno atómico	I	Monoyodo	Yodo atómico
$P_4$	Tetrafósforo	Fósforo blanco	$S_8$	Octaazufre	
$S_6$	Hexaazufre		Fe	hierro	

## IONES SIMPLES.

Los iones son átomos o grupos de átomos con carga eléctrica, positiva (cationes) o negativa (aniones). Aunque no son sustancias simples, pues siempre se asocian a otros iones, es útil aprender a nombrar los iones más sencillos que luego nos encontraremos en otros compuestos.

**Cationes monoatómicos:** El símbolo del elemento se acompaña de un superíndice con el valor de la carga seguido del signo más,  $C^{n+}$ . Se utiliza la **nomenclatura de Stock**, escribiendo catión y el nombre del elemento seguido acompañado del número de oxidación escrito en números romanos, sin el signo y entre paréntesis. En el caso de que el elemento sólo tenga una valencia se omitirá.

Catión	Nombre de Stock
$Mg^{2+}$	Catión magnesio
$Fe^{2+}$	Catión hierro (II)
$Fe^{3+}$	Catión hierro (III)
$Cu^+$	Catión cobre (I)
$Au^{3+}$	Catión oro (III)
$Zn^{2+}$	Catión cinc

**Aniones monoatómicos:** El símbolo del elemento se acompaña de un superíndice con el valor de la carga seguido del signo menos.  $A^{n-}$ .

Se dice el nombre del **no metal terminado en -uro**, excepto para el caso del  $O^{2-}$  que se nombrará como **óxido**. No se requiere indicar número de oxidación ya que el no metal sólo tiene un número de oxidación negativo.

Anión	Nombre común
$H^-$	Ión hidruro
$C^{4-}$	Ión carburo
$Si^{4-}$	Ión siliciuro
$N^{3-}$	Ión nitruro
$O^{2-}$	Ión óxido
$S^{2-}$	Ión sulfuro
$Se^{2-}$	Ión seleniuro
$I^-$	Ión yoduro

**Iones homopoliatómicos:** para estos casos se utiliza el sistema de **Ewens-Bassett** que consiste en indicar el número de átomos con un prefijo (con terminación uro para los aniones) y la carga, entre paréntesis, señalando número y signo. Este sistema también puede utilizarse para iones monoatómicos aunque no en la actualidad no es muy común (p. ej:  $Au^{3+}$ : catión oro (3+) o  $N^{3-}$ : anión nitrógeno (3-))

Catión	Nombre de Ewens-Bassett
$H_3^+$	Ion trihidrógeno (1+)
$S_4^{2+}$	Ion tetraazufre (2+)
$Hg_2^{2+}$	Ion dimercurio (2+)
$S_2^{2-}$	Ion disulfuro (2-)
$N_3^-$	Ion trinitruro (1-)

### Ejercicios.

1. Nombra o formula las siguientes especies:

Fórmula	Nombre sistemático	Nombre común
$F_2$		
$O_2$		
$H_2$		
Au		
$Br_2$		
P		

2. Formula las siguientes especies:

Nombre	Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre	Fórmula
Selenio		Ozono		Dinitrógeno		Oxígeno	
Hidrógeno		Cobalto		Flúor		Yodo	
Dicloro		Boro		Vanadio		Dibromo	
Germanio		diazufre		Titanio		Tetrafósforo	

3. Nombra las siguientes especies utilizando la nomenclatura adecuada:

Fórmula	Stock/común/Ewens-Basset	Fórmula	Stock/común/Ewens-Basset
$Ti^{4+}$		$P^{3-}$	
$Co^{2+}$		$As^{3-}$	
$V^{5+}$		$Cl^-$	
$Cs^+$		$Br^-$	
$Tl^3-$		$Te^{2-}$	

## 2 COMPUESTOS BINARIOS

### 2.1. COMBINACIONES BINARIAS DEL OXÍGENO

El oxígeno se combina con todos los elementos químicos, excepto con los gases nobles. El oxígeno actúa con estado de oxidación  $-2$ : ( $O^{2-}$ : óxido) y al ser casi siempre el más electronegativo se coloca en segundo lugar en la fórmula, excepto cuando se combina con los halógenos que se escribe delante.

Se formulan estos compuestos escribiendo el símbolo del elemento y después el del oxígeno e intercambiando los estados de oxidación:  $E_2O_n$ , fórmula en la que E es cualquier elemento excepto los halógenos. Si la valencia n es par, ambos subíndices se simplifican.

#### 2.1.1. Oxígeno con metales y no metales (no halógenos)

Para estos compuestos se utilizan las nomenclaturas acordes con las recomendaciones IUPAC de 2005:

- ✓ **Nomenclatura de composición con prefijos:** utiliza la palabra genérica **óxido** precedida un prefijo (mono, di, tri, tetra, penta, hexa, hepta, etc., indicando el número de oxígenos y del mismo modo, a continuación, la proporción del segundo elemento. No se debe redundar con el prefijo "mono" cuando no existe otra posibilidad más que tener el elemento en cuestión en cantidad uno. Ejemplos: pentaóxido de dinitrógeno:  $N_2O_5$ ; dióxido de titanio:  $TiO_2$ .
- ✓ **Nomenclatura de composición con el estado de oxidación en números romanos:** se utiliza la palabra genérica **óxido** seguida del nombre del otro elemento indicando la valencia (número de oxidación) con números romanos entre paréntesis. Si el elemento sólo tiene una valencia, no se indica. Ejemplos: óxido de hierro (III):  $Fe_2O_3$ ; óxido de aluminio  $Al_2O_3$ .

Ejemplos:

Fórmula	Nomenclatura de prefijos	Nomenclatura Romanos
BaO	Monóxido de bario / óxido de bario	Óxido de bario
Na <sub>2</sub> O	Óxido de sodio	Óxido de sodio
CuO	Monóxido de cobre / óxido de cobre	Óxido de cobre (II)
Cu <sub>2</sub> O	Monóxido de dicobre	Óxido de cobre (I)
SeO <sub>3</sub>	Trióxido de azufre	Óxido de azufre (VI)
As <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	Pentaóxido de diarsénico	Óxido de arsénico (V)

### 2.1.2. Oxígeno con halógenos (Haluros de oxígeno)

Por convenio de la Nomenclatura IUPAC 2005, los halógenos se consideran más electronegativos que el oxígeno, no se pueden nombrar ni considerarse como óxidos sino haluros de oxígeno. Por consiguiente el oxígeno siempre se escribirá en primer lugar y el halógeno despues. Sólo se contempla el uso de la nomenclatura de composición con prefijos multiplicadores:

- ✓ **Nomenclatura de composición con prefijos multiplicadores:** se nombran haciendo terminar en -uro el nombre del halógeno, precedida de prefijo numeral di, y se indica el número de oxígenos mediante otro prefijo. Ejemplo: dibromuro de pentaóxígeno: O<sub>5</sub>Br<sub>2</sub>; difluoruro de oxígeno: OF<sub>2</sub>. Otros ejemplos:

Fórmula	Nomenclatura de prefijos
O Cl <sub>2</sub>	Dicloruro de oxígeno
O <sub>3</sub> Br <sub>2</sub>	Dibromuro de trioxígeno
O <sub>5</sub> Cl <sub>2</sub>	Dicloruro de pentaóxígeno
O <sub>7</sub> I <sub>2</sub>	Diyoduro de heptaoxígeno

### 2.1.3. Peróxidos.

Son combinaciones binarias de un metal o hidrógeno con el grupo peróxido: O<sub>2</sub><sup>2-</sup>. Se formulan igual que los óxidos: M<sub>2</sub>(O<sub>2</sub>)<sub>n</sub>. Podemos simplificar las valencias pero nunca el subíndice 2 del peróxido, o dicho de otra forma, podemos simplificar siempre que el número de oxígenos quede par.

- ✓ **Nomenclatura de composición con prefijos:** igual que los óxidos. Ejemplo: dióxido de dilitio: Li<sub>2</sub>O<sub>2</sub>; dióxido de mercurio: Hg<sub>2</sub>O<sub>2</sub>.
- ✓ **Nomenclatura de composición con números romanos:** En estos compuestos, se antepone el prefijo **per-** al nombre del óxido y se indica la valencia del otro elemento en caso de que tenga varias. Ejemplo: peróxido de litio: Li<sub>2</sub>O<sub>2</sub>; peróxido níquel (II): Ni O<sub>2</sub>.

**IMPORTANTE:** Recuerda que al formular no se puede simplificar el subíndice correspondiente al grupo: O<sub>2</sub><sup>2-</sup>. Ejemplo: peróxido de calcio: Ca<sup>2+</sup> O<sub>2</sub><sup>2-</sup> → Ca<sub>2</sub>(O<sub>2</sub>)<sub>2</sub> → CaO<sub>2</sub>.

### Ejercicios.

4. Nombra los compuestos siguientes con las dos primeras nomenclaturas:

Fórmula	Nomenclatura de Prefijos	Nomenclatura Romanos
BeO		
Au <sub>2</sub> O <sub>3</sub>		
ZnO		
Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub>		
N <sub>2</sub> O <sub>3</sub>		
P <sub>2</sub> O <sub>3</sub>		
SeO <sub>3</sub>		
SO <sub>2</sub>		
OBr <sub>2</sub>		
P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>		

CO		
K <sub>2</sub> O <sub>2</sub>		
Al <sub>2</sub> (O <sub>2</sub> ) <sub>3</sub>		
H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>		
MgO <sub>2</sub>		

5. Formula los siguientes compuestos y nómbralos con la otra nomenclatura:

Nomenclatura Romanos	Fórmula	Nomenclatura prefijos
Óxido de cromo(III)		
Óxido de plata		
Óxido de hierro(II)		
		Monóxido de níquel
Óxido de estaño(II)		

6. Formula los siguientes compuestos y nómbralos con la otra nomenclatura:

Nomenclatura Romanos	Fórmula	Nomenclatura de prefijos
Óxido de nitrógeno (V)		
		Dibromuro de heptaoxígeno
		Monóxido de nitrógeno
Óxido de azufre(IV)		
		Dicloruro de oxígeno
Peróxido de bario		
Óxido de selenio(VI)		
		Diyoduro de trioxígeno

## 2.2. COMBINACIONES BINARIAS DEL HIDRÓGENO

El hidrógeno actúa con número de oxidación 1 o -1, dependiendo del elemento con que el se combine, en cualquier caso su valencia es 1 (es decir realiza un enlace).

### 2.2.1. HIDRURAS METÁLICAS: HIDRÓGENO + METALES

En estos compuestos el hidrógeno actúa con estado de oxidación -1. En cualquier caso, como la valencia del H es 1, la fórmula será del tipo: MH<sub>v</sub> (por lo que ya quedan simplificados).

- **Nomenclatura de prefijos:** Se nombra con la palabra genérica **hidruro** seguida del nombre del metal correspondiente indicando con prefijos multiplicadores (mono, di, tri, tetra) el número de hidrógenos.
- **Nomenclatura de números romanos:** se indica la valencia (estado de oxidación) del metal con números romanos.

Fórmula	Nomenclatura prefijos	Nomenclatura romanos
CaH <sub>2</sub>	Dihidruro de calcio	Hidruro de calcio
SnH <sub>2</sub>	Dihidruro de estaño	Hidruro de estaño(II)
CuH	Monohidruro de cobre / hidruro de cobre	Hidruro de cobre (I)
CuH <sub>2</sub>	Dihidruro de cobre	Hidruro de cobre (II)
ScH <sub>3</sub>	Trihidruro de escandio	Hidruro de escandio

### 2.2.2. HIDRÓGENO + NO METALES

El hidrógeno actúa con estado de oxidación +1, y el no metal con su estado de oxidación negativo. No obstante, dependiendo del grupo de elementos se diferencian dos tipos:

**A. Grupos 13, 14 y 15.** Son compuestos formados por combinación del hidrógeno con los elementos B, C, Si, N, P, As, Sb. Utilizaremos dos sistemas de nomenclatura:

- **Nomenclatura de prefijos:** Se indica con un prefijo el número de hidrógenos (prefijo-hidruro) seguida del nombre del elemento en cuestión. Se utilizan prefijos numerales para indicar el número de hidrógenos presentes en el compuesto. Ejemplos:  $\text{NH}_3$ : trihidruro de nitrógeno;  $\text{PH}_3$ : trihidruro de fósforo ;  $\text{AsH}_3$ : trihidruro de arsénico;  $\text{BH}_3$ : trihidruro de boro ;  $\text{SiH}_4$ : tetrahidruro de silicio
- **Nomenclatura sistemática de sustitución:** esta forma de nombrar está basada en los llamados "hidruros padres o progenitores". Estos nombres están recogidos en la siguiente tabla:

Grupo 13		Grupo 14		Grupo 15		Grupo 16		Grupo 17	
$\text{BH}_3$	<b>Borano</b>	$\text{CH}_4$	<b>METANO</b>	$\text{NH}_3$	<b>Azano</b>	$\text{H}_2\text{O}$	<i>Oxidano</i>	HF	<i>Fluorano</i>
$\text{AlH}_3$	<i>Alumano</i>	$\text{SiH}_4$	<b>Silano</b>	$\text{PH}_3$	<b>Fosfano</b>	$\text{H}_2\text{S}$	<i>Sulfano</i>	HCl	<i>Clorano</i>
$\text{GaH}_3$	<i>Galano</i>	$\text{GeH}_4$	<i>Germano</i>	$\text{AsH}_3$	<b>Arsano</b>	$\text{H}_2\text{Se}$	<i>Delano</i>	HBr	<i>Bromano</i>
$\text{InH}_3$	<i>Indigano</i>	$\text{SnH}_4$	<i>Estannano</i>	$\text{SbH}_3$	<b>Estibano</b>	$\text{H}_2\text{Te}$	<i>Telano</i>	HI	<i>Yodano</i>
$\text{TlH}_3$	<i>Talano</i>	$\text{PbH}_4$	<i>Plumbano</i>	$\text{BiH}_3$	<i>Bismutano</i>	$\text{H}_2\text{Po}$	<i>Polano</i>	HAt	<i>Astatano</i>

Además, se aceptan los nombres comunes de **amoniaco** para el  $\text{NH}_3$  y **agua** para el  $\text{H}_2\text{O}$ . Sólo tienes que memorizar los que aparecen en **negrita**.

**B. Con los grupos 16 y 17 de la tabla periódica.** El hidrógeno actúa en estos compuestos con estado de oxidación +1, y los no metales con su respectivo estado de oxidación negativo, siendo por tanto los elementos más electronegativos.

- **Nomenclatura de prefijos:** se nombran añadiendo el sufijo **-uro** al no metal, seguido de la palabra **hidrógeno**. (Recuerda que la terminación -uro hace mención al estado de oxidación negativo del elemento).

**IMPORTANTE:** no se debe indicar el número de hidrógenos con prefijos numerales.

Ejemplos:

Fórmula	Nomenclatura sistemática
HF	Fluoruro de hidrógeno
HCl	Cloruro de hidrógeno
$\text{H}_2\text{S}$	Sulfuro de hidrógeno
HCN*	Cianuro de hidrógeno

\* El cianuro de hidrógeno, HCN, aunque es ternario, pertenece a este tipo de compuestos y está formado por el ión cianuro,  $\text{CN}^-$ , combinado con el ión  $\text{H}^+$ .

Cuando estos compuestos (que son gaseosos) están **disueltos en agua**, generan disoluciones ácidas, por lo que en este caso reciben el nombre de **ÁCIDOS HIDRÁCIDOS**. Así, de manera tradicional se nombran utilizando la palabra genérica **ácido** y se añade el sufijo **-hídrico** a la raíz del no metal. Ejemplos:

Fórmula	Nomenclatura tradicional
$\text{H}_2\text{S}$ (aq)	Ácido sulfhídrico
HCl (aq)	Ácido clorhídrico
HI (aq)	Ácido yodhídrico
$\text{H}_2\text{Te}$ (aq)	Ácido telurhídrico

## Ejercicios.

7. Formula los siguientes compuestos y nómbralos con la otra nomenclatura:

Fórmula	Nomenclatura I (prefijos)	Nomenclatura II (Romanos)
$\text{ZrH}_4$		
$\text{SiH}_4$		

NH <sub>3</sub>		
	Trihidruro de antimonio	
H <sub>2</sub> S		
		Ácido bromhídrico
	trihidruro de cromo	
B <sub>2</sub> H <sub>6</sub>		
		Metano
	Bromuro de hidrógeno	
	Telururo de hidrógeno	
	Dihidruro de bario	
		Hidruro de aluminio
		Hidruro de estaño (IV)
CuH		
AuH <sub>3</sub>		
CoH <sub>3</sub>		
PdH <sub>2</sub>		

### 2.3. OTRAS COMBINACIONES BINARIAS: SALES.

#### 2.3.1. Sales iónicas: Metal y no metal.

Son combinaciones de un **metal** (estado de oxidación positivo) con un **no metal** (que utilizará su estado de oxidación negativo). Se formulan escribiendo el símbolo del metal y después el del no metal e intercambiando los estados de oxidación (valencias):  $M_aX_b$ . Se simplifica si es posible.

Existen tres nomenclaturas, pero nosotros usaremos dos:

- **Nomenclatura de prefijos multiplicadores:** se nombra primero el no metal con el sufijo **-uro** y se utilizan prefijos multiplicadores para indicar la proporción de cada elemento.
- **Nomenclatura expresando el número de oxidación con números romanos:** se nombra antes el no metal con el sufijo **-uro** y se indica el estado de oxidación del metal mediante números romanos.

Fórmula	Nomenclatura de composición con prefijos multiplicadores	Nomenclatura de composición expresando el número de oxidación con números romanos
CaF <sub>2</sub>	Difluoruro de calcio	Fluoruro de calcio
AlCl <sub>3</sub>	Tricloruro de aluminio	Cloruro de aluminio
CuBr <sub>2</sub>	Dibromuro de cobre	Bromuro de cobre(II)
Cu <sub>2</sub> S	Sulfuro de dicobre	Sulfuro de cobre(I)

#### 2.3.2. Sales covalentes: no metal + no metal.

La IUPAC establece que en las combinaciones binarias entre no metales, al igual que en los demás compuestos binarios, se escribirá primero en la fórmula el elemento menos electronegativo (que usará el estado de oxidación positivo) seguido del más electronegativo (que utiliza su estado de oxidación negativo). Así, se escribirá en primer lugar en la fórmula el elemento que aparezca más a la izquierda en la siguiente secuencia que comienza en el flúor (elemento más electronegativo de la tabla periódica). Observa con atención la posición de hidrógeno, que no corresponde con su posición en el sistema periódico:

El diagrama muestra la tabla periódica con flechas que indican la secuencia de elementos para la nomenclatura de sales covalentes. La secuencia comienza en el flúor (F) y avanza hacia la izquierda a través de los halógenos (Cl, Br, I, At), luego hacia abajo a través de los grupos 16, 15, 14, 13, 12, 11, 10, 9, 8, 7, 6, 5, 4, 3, 2, 1, y finalmente hacia la izquierda a través de los metales alcalinos (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) hasta el hidrógeno (H).

Estos compuestos se nombran con los sistemas vistos anteriormente (prefijos y con números romanos). Recuerda que siempre termina en **-uro** el elemento cuyo símbolo este colocado a la derecha en la fórmula, que utilizará su valencia negativa exclusivamente, mientras que el otro elemento puede utilizar cualquiera de sus valencias positivas.

Fórmula	Nomenclatura prefijos	Nomenclatura romanos
BrF	(mono)Fluoruro de bromo	Fluoruro de bromo(I)
IBr <sub>3</sub>	Tribromuro de yodo	Bromuro de yodo(III)
BrF <sub>3</sub>	Trifloruro de bromo	Fluoruro de bromo(III)
BrCl	(Mono)cloruro de bromo	Cloruro de bromo (I)
SeI <sub>2</sub>	Diyoduro de selenio	Yoduro de selenio(II)
CCl <sub>4</sub>	Tetracloruro de carbono	Cloruro de carbono (IV)

### Ejercicios:

8. Nombra los compuestos siguientes con las dos primeras nomenclaturas:

Fórmula	Nomenclatura de prefijos	Nomenclatura de romanos
FeCl <sub>2</sub>		
MnS		
Cu <sub>2</sub> Te		
AlF <sub>3</sub>		
NiS		
ZnCl <sub>2</sub>		
KI		
MgI <sub>2</sub>		
B <sub>2</sub> S <sub>3</sub>		
CS <sub>2</sub>		
PCl <sub>5</sub>		
IF <sub>7</sub>		

9. Formula los siguientes compuestos y nómbralos con la otra nomenclatura:

Nomenclatura I (de prefijos)	Fórmula	Nomenclatura II (romanos)
		Sulfuro de vanadio(V)
		Fosfuro de cromo(III)
Tetrafluoruro de silicio		Cloruro de hierro(II)
	Ni <sub>2</sub> S <sub>3</sub>	Yoduro de plomo(IV)
Seleniuro de calcio		Cloruro de estaño(IV)
Tetracloruro de platino	Y <sub>2</sub> S <sub>3</sub>	
Tricloruro de nitrógeno		Fluoruro de zinc
		Cloruro de magnesio
		Fluoruro de azufre(VI)
	PbCl <sub>2</sub>	
Hexafluoruro de azufre		
	CoCl <sub>3</sub>	
	CuSe	Seleniuro de talio (III)
	AgCl	
	CdF <sub>2</sub>	

## Ejercicios de repaso.

1. Formula las siguientes sustancias.

	Nombre	Fórmula		Nombre	Fórmula
1	Sulfuro de manganeso (II)		42	Hidruro de potasio	
2	Calcio		43	Cloruro de berilio	
3	Silano		44	Ozono	
4	Óxido de hierro(III)		45	Hidruro de zinc	
5	Ozono		46	Diyoduro de pentaoxígeno	
6	Cloruro de plomo(IV)		47	Tetraóxido de dinitrógeno	
7	Tetracloruro de carbono		48	Metano	
8	Peróxido de bario		49	Sulfuro de zinc	
9	Sulfuro de zinc		50	Dióxido de dihidrógeno	
10	Tetranitruro de trisilicio		51	Ácido fluorhídrico	
11	Dióxido de carbono		52	Disulfuro de carbono	
12	Ácido clorhídrico		53	Bromuro de plata	
13	Anión sulfuro		54	Peróxido de cinc	
14	Óxido de plomo(IV)		55	Cloruro de litio	
15	Anión nitruro		56	Diyoduro de magnesio	
16	Óxido de cobalto(III)		57	Bromuro de berilio	
17	Ácido yodhídrico		58	Sulfuro de dipotasio	
18	Dióxido de nitrógeno		59	Fluoruro de hierro(II)	
19	Hexafluoruro de azufre		60	Tetracloruro de plomo	
20	Peróxido de cobre(I)		61	Sulfuro de oro(III)	
21	Anión cianuro		62	Triyoduro de aluminio	
22	Yoduro de cromo(III)		63	Ácido cianhídrico	
23	Ácido sulfhídrico		64	Dibromuro de cinc	
24	Fluoruro de manganeso (II)		65	Fosfuro	
25	Óxido de cromo (III)		66	Fosfuro de níquel (III)	
26	Hidruro de aluminio		67	Óxido de aluminio	
27	Nitruro de potasio		68	Cianuro de sodio	
28	Cianuro de zinc (II)		69	Arseniuro de galio	
29	Seleniuro de cobalto (III)		70	Pentaóxido de vanadio	
30	Dicloruro de pentaóxígeno		71	Óxido de niobio (V)	
31	Cloruro de hidrógeno		72	Diyoduro de pentaoxígeno	
32	Telururo de plomo (IV)		73	Cloruro de bromo (III)	
33	Hidruro de paladio (IV)		74	Seleniuro de cadmio	
34	Cloruro de hierro(III)		75	Monóxido de mercurio	
35	Ácido fluorhídrico		76	Ácido bromhídrico	
36	Ácido bromhídrico		77	Ácido telurhídrico	
37	Catión berilio		78	Sulfuro de estaño(II)	
38	Catión hierro (III)		79	Peróxido de hidrógeno	
39	Cobalto (3+)		80	Dióxido de plomo	
40	Peróxido de berilio		81	Ión tetraazufre (2+)	
41	Óxido de molibdeno(VI)		82	Óxido de berilio	

2. Nombra las siguientes sustancias por las nomenclaturas adecuadas.

	Fórmula	Nomenclatura de prefijos	N. de romanos / tradicional/N. común
1	Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>		
2	PtH <sub>4</sub>		
3	MgO <sub>2</sub>		
4	FeCl <sub>3</sub>		
5	CdO <sub>2</sub>		
6	Hg <sub>2</sub> O		
7	Se <sup>2-</sup>		
8	H <sub>2</sub> S		
9	N <sub>2</sub> O <sub>4</sub>		
10	BrF <sub>5</sub>		
11	H <sub>2</sub> Te		
12	AsI <sub>5</sub>		
13	O <sub>7</sub> I <sub>2</sub>		
14	Cd I <sub>2</sub>		
15	SnBr <sub>4</sub>		
16	ZnS		
17	N <sub>2</sub> O		
18	PbCl <sub>2</sub>		
19	SnO <sub>2</sub>		
20	PH <sub>3</sub>		
21	Mn <sub>3</sub> P <sub>2</sub>		
22	Pb Se <sub>2</sub>		
23	H <sub>2</sub> S		
24	Co O		
25	O Cl <sub>2</sub>		
26	MnBr <sub>2</sub>		
27	Sn <sup>4+</sup>		
28	HI		
29	Bi <sub>2</sub> O <sub>5</sub>		
30	Ag <sub>2</sub> O		
31	Ti I <sub>4</sub>		
32	N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>		
33	H CN		
34	H Cl		
35	Be H <sub>2</sub>		
36	K <sub>2</sub> O		
37	Mn O		
38	Mn <sub>2</sub> O <sub>3</sub>		
39	Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub>		
40	Na CN		
41	Be O <sub>2</sub>		
42	Be O		