

1. Si tenemos un bloque de 100 g de aluminio, ¿cuántos moles de aluminio tenemos?

Operando:

$$100 \text{ g de Al} \cdot \frac{1 \text{ mol de Al}}{27 \text{ g de Al}} = 3,7 \text{ mol de Al}$$

2. ¿Cuántos átomos de aluminio tendremos en un bloque de 100 g de aluminio? ¿Y en uno de 1000 g?

Del ejercicio anterior. En 100 g de aluminio hay 3,7 mol de aluminio.

En 1000 g de aluminio hay 37 mol de aluminio.

$$100 \text{ g} \rightarrow 3,7 \text{ mol} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol}} = 2,23 \cdot 10^{24} \text{ átomos de Al}$$

$$1000 \text{ g} \rightarrow 3,7 \text{ mol} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol}} = 2,23 \cdot 10^{25} \text{ átomos de Al}$$

3. Si tenemos $5 \cdot 10^{22}$ átomos de aluminio, ¿cuántos gramos de aluminio tenemos?

Operando:

$$5 \cdot 10^{22} \text{ átomos de Al} \cdot \frac{1 \text{ mol de Al}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Al}} \cdot \frac{27 \text{ g de Al}}{1 \text{ mol de Al}} =$$

$$= 2,24 \text{ g de Al}$$

4. Calcula cuántos átomos de oxígeno hay en 1 kg de agua.

La masa molecular del agua es: $16 \text{ u} + 2 \text{ u} = 18 \text{ u}$.

$$1000 \text{ g de H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{O}}{18 \text{ g de H}_2\text{O}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de H}_2\text{O}} =$$

$$= 3,35 \cdot 10^{25} \text{ moléculas de H}_2\text{O}$$

En cada molécula de agua hay un átomo de oxígeno.

Por tanto, en 1000 g de agua hay $3,35 \cdot 10^{25}$ átomos de oxígeno.

5. Calcula cuántos gramos de oxígeno hay un mol de este gas.

Hay que calcular la masa molar teniendo en cuenta que el oxígeno forma moléculas diatómicas: O_2 .

Masa molar (O_2) = $2 \cdot 16 = 32 \text{ g/mol}$. Por tanto, en un mol hay 32 g de oxígeno.

6. Queremos preparar 250 mL de una disolución acuosa de cloruro de calcio 1,5 M. Calcula qué cantidad de soluto necesitamos.

En este caso:

$$M = \frac{n}{V(L)} \rightarrow n = M \cdot V = 1,5 \text{ mol/L} \cdot 0,25 \text{ L} = 0,375 \text{ mol de CaCl}_2$$

7. Tenemos 15 mL de una disolución de hidróxido de calcio en agua 0,5 M. Calcula los moles y los gramos de hidróxido de calcio que tenemos.

$$V = 15 \text{ mL} = 0,015 \text{ L.}$$

$$M = \frac{n}{V(L)} \rightarrow n = M \cdot V = 0,5 \text{ mol/L} \cdot 0,015 \text{ L} = 0,0075 \text{ mol de Ca(OH)}_2$$

$$\text{Masa molar} = 40 \text{ u} + 2 \cdot 16 \text{ u} + 2 \text{ u} \rightarrow 74 \text{ g/mol.}$$

$$m = 0,0075 \text{ mol} \cdot 74 \text{ g/mol} = 0,555 \text{ g de Ca(OH)}_2$$

8. Calcula el volumen de disolución de ácido clorhídrico 1,25 M que tenemos que utilizar para tener 0,5 mol de ácido.

Tenemos:

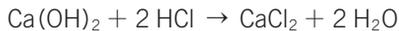
$$M = \frac{n}{V(L)} \rightarrow V = \frac{n}{M} = \frac{0,5 \text{ mol}}{1,25 \text{ mol/L}} = 0,4 \text{ L de HCl}$$

9. El hidróxido de calcio reacciona con el ácido clorhídrico para dar cloruro de calcio y agua.

a) Ajusta la reacción.

b) Calcula la cantidad de hidróxido de calcio necesaria para formar 100 g de agua.

a) La reacción química ajustada es:



b) La cantidad de hidróxido de calcio la expresamos en moles:

$$100 \text{ g de H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{O}}{18 \text{ g de H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol de Ca(OH)}_2}{2 \text{ mol de H}_2\text{O}} = 2,78 \text{ mol de Ca(OH)}_2$$

10. Cuando el butano (C₄H₁₀) reacciona con el oxígeno se forman dióxido de carbono y agua. Calcula qué cantidad de CO₂ se genera al quemar 100 mol de butano.

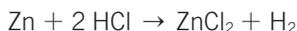
Partimos de la reacción de combustión del butano ajustada para hacer los cálculos:



Según la estequiometría de la reacción, 2:8, si quemamos 100 mol de butano se generarán 400 mol de dióxido de carbono.

11. ● **El cinc reacciona con el ácido clorhídrico formando cloruro de cinc e hidrógeno gaseoso. Calcula qué volumen de hidrógeno en C.N. se desprende cuando reaccionan 5 kg de cinc.**

Escribimos, en primer lugar, la reacción ajustada:



Calculamos la cantidad de sustancia que hay en 5 kg de cinc. La masa atómica del Zn es 65,4 u.

$$5000 \text{ g de Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol de Zn}}{65,4 \text{ g de Zn}} = 76,45 \text{ mol de Zn}$$

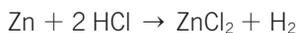
La estequiometría de la reacción es 1:1. Por tanto, se desprenderán 76,45 mol de hidrógeno.

Suponiendo condiciones normales:

$$V = 76,45 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ L/mol} = 1712,5 \text{ L de H}_2$$

12. ● **Observa la reacción de la actividad 11 y después calcula el volumen de una disolución 1 M necesario para que reaccionen completamente 5 kg de cinc.**

Partimos de la reacción de la actividad 11:



Según la estequiometría de la reacción, 1:2, necesitaremos:

$$n = 76,45 \text{ mol} \cdot 2 = 152,9 \text{ mol de HCl}$$

El volumen de disolución necesario para que reaccionen completamente los 5 kg de cinc es:

$$M = \frac{n}{V(L)} \rightarrow V = \frac{n}{M} = \frac{152,9 \text{ mol}}{1 \text{ mol/L}} = 152,9 \text{ L}$$

13. ●● **Imagina que tienes que proteger tres estancias cercanas a fuentes de radiactividad.**

a) **¿Cuál deberá emplear paredes de plomo más gruesas, la cercana a una fuente de radiación α , la cercana a una fuente de radiación β o la cercana a fuente de radiación γ ?**

b) **¿Por qué?**

- a) La cercana a una fuente de radiación γ .
b) Es la radiación con mayor poder penetrante.

14. ● **Explica la afirmación: «una reacción química es una reagrupación de átomos».**

Una reacción química se produce cuando las partículas de unas sustancias, llamadas reactivos, chocan entre sí y se rompen enlaces que mantienen unidos sus átomos. Estos átomos libres se reorganizan y se unen formando las nuevas sustancias: los productos.

15. ●● ¿En qué se diferencian las reacciones exotérmicas de las endotérmicas? Indica si son exotérmicas o endotérmicas las reacciones químicas:

- a) Combustión del butano.
- b) Descomposición de la caliza por el calor.
- c) Encendido de una cerilla.
- d) Calentamiento del óxido de mercurio para dar mercurio y oxígeno.

La ruptura y formación de enlaces que se produce en una reacción química implica un intercambio de calor. Si la energía que se necesita para romper los enlaces entre los átomos de los reactivos es menor que la que se desprende cuando se forman los enlaces en los productos, en el proceso global se desprende energía y la reacción se denomina exotérmica. En caso contrario, el proceso global necesita energía y la reacción se denomina endotérmica. Son exotérmicas la a) y la c). Son endotérmicas la b) y la d).

16. ● Señala las magnitudes que se conservan de reactivos y productos en una reacción química:

- a) El número de moléculas.
- b) El número de átomos.
- c) La masa.
- d) El número de moles.

En una reacción química se conserva:
 b) El número de átomos.
 c) La masa.

17. ● ¿Qué entiendes por velocidad de reacción? Indica qué factores influyen en ella:

- a) La temperatura.
- b) La masa molecular de las sustancias.
- c) La densidad.
- d) La concentración.

Velocidad de una reacción es la rapidez con que los reactivos se transforman en los productos. Los factores que influyen en ella son:
 a) La temperatura.
 d) La concentración.

18. ● Nombra los reactivos y los productos de las siguientes reacciones:

- a) $C + O_2 \rightarrow CO_2$
- b) $NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$
- c) $Mg + O_2 \rightarrow MgO$
- d) $H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$

a) Reactivos: carbono y oxígeno. Producto: dióxido de carbono.

La reacción química

- b) Reactivos: hidróxido de sodio y ácido clorhídrico. Productos: cloruro de sodio y agua.
 c) Reactivos: magnesio y oxígeno. Producto: óxido de magnesio.
 d) Reactivos: hidrógeno y oxígeno. Producto: agua.

19. Una reacción química origina oxígeno con una velocidad de 360 mL/min. Otra reacción química produce el mismo gas a una velocidad de 6 cm³/s. ¿Qué reacción produce oxígeno más rápidamente?

Para poder comparar las velocidades deben expresarse en la misma unidad.

Transformamos, por ejemplo, la unidad de la segunda reacción:

$$v = \frac{6 \text{ cm}^3}{1 \cancel{\text{s}}} \cdot \frac{60 \cancel{\text{s}}}{1 \text{ min}} = 360 \text{ cm}^3/\text{min} = 360 \text{ mL/min}$$

Las dos reacciones producen oxígeno con la misma rapidez.

20. El dióxido de titanio es el pigmento más importante del mundo; a él se deben los blancos brillantes de los electrodomésticos y las rayas de las carreteras. Completa las relaciones entre las distintas cantidades de este óxido. Masas atómicas: O = 16 u; Ti = 48 u.

Masa molecular (TiO₂) = 48 u + 2 · 16 u = 80 u → 80 g/mol.

$n = m(\text{g})/M$. 1 mol contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas.

Masa (g)	Cantidad de sustancia (mol)	Número de moléculas
240	3	$1,8 \cdot 10^{24}$
12	0,15	$9 \cdot 10^{22}$
400	5	$3 \cdot 10^{24}$
8	0,1	$6,0 \cdot 10^{22}$

21. El cobre es un elemento químico esencial para todas las especies. Los pulpos y arañas tienen «sangre azul» debido a la hemocianina, que tiene cobre, y que transporta el oxígeno por sus cuerpos. Una persona tiene unos 72 mg de cobre en el cuerpo, concentrado, sobre todo, en el hígado y en los huesos.

Expresa la cantidad de cobre que tiene una persona:

- a) En moles.
 b) En número de átomos.

Masa atómica: Cu = 63,5.

a) $72 \text{ mg de Cu} \rightarrow 0,072 \cancel{\text{ g de Cu}} \cdot \frac{1 \text{ mol de Cu}}{63,5 \cancel{\text{ g de Cu}}} = 0,001 \text{ mol de Cu}$

b) Para calcular los átomos de cobre utilizamos el número de Avogadro:

$$0,001 \text{ mol de Cu} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol}} = 6,022 \cdot 10^{20} \text{ átomos de Cu}$$

22. ●● Completa en tu cuaderno la tabla que relaciona, para un elemento químico, su masa en gramos, el número de átomos y la cantidad de sustancia:

$n = m(\text{g})/M$. 1 mol contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos.

Elemento	Masa atómica (g/mol)	Masa (g)	Cantidad de sustancia (mol)	Número de átomos
Aluminio	27	108	4	$2,4 \cdot 10^{24}$
Carbono	12	6	0,5	$3,011 \cdot 10^{23}$
Sodio	23	115	5	$3,011 \cdot 10^{24}$
Calcio	40	20	0,5	$3 \cdot 10^{23}$

23. ● Completa en tu cuaderno la tabla que relaciona, para un compuesto químico, su masa en gramos, la masa molar, el número de átomos y la cantidad de sustancia:

Masas atómicas: H = 1 u; O = 16 u; Na = 23 u; C = 12 u.

Compuesto	Masa molar (g/mol)	Masa (g)	Cantidad de sustancia (mol)	Número de moléculas
H ₂ O	18	90	5	$3,011 \cdot 10^{24}$
H ₂ O ₂	34	136	4	$2,4 \cdot 10^{24}$
NaOH	40	80	2	$1,2 \cdot 10^{24}$
CH ₄	16	16	1	$6,022 \cdot 10^{23}$

24. ●● Te mandan preparar una disolución al 20 % en masa de cloruro de sodio y tú crees que significa: 20 g de sal en 100 g de disolvente. Si lo haces así, ¿cuál será la concentración centesimal de la disolución obtenida?

La masa de la disolución es la suma de las masas del soluto y del disolvente, por tanto:

$$c(\% \text{ masa}) = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{disolución}}} \cdot 100 = \frac{20 \text{ g}}{120 \text{ g}} \cdot 100 = 16,7 \%$$

25. ●● Completa la frase:

Cuando decimos que tenemos una disolución de alcohol al 96 %, queremos expresar que tenemos **96** g de alcohol y 4 g de **agua**.

La reacción química

26. Las bolsas de suero fisiológico de los hospitales contienen una disolución al 9% de cloruro de sodio, la misma concentración que las células.

•• ¿Qué cantidades utilizarías para preparar esta disolución?

Elige la respuesta correcta.

- a) 9 g de NaCl en 100 g de H₂O.
- b) 9 g de NaCl en 1 L de agua.
- c) 9 g de NaCl en 91 g de agua.
- d) 9 g de NaCl en 991 g de agua.

La opción correcta es la d): 9 g de cloruro de sodio en 991 g de agua.

Una disolución al 9% de cloruro sódico implica 9 g de sal por cada 100 g de disolución. Para prepararla necesitamos 9 g de sal y 991 g de disolvente.

27. Una simple sal, el cloruro de potasio, esencial para todo ser vivo, utilizada como sustituto de la sal común, puede ser letal si se inyecta en disolución a un ser humano porque paraliza el corazón, aunque no dañe otros órganos.

Completa en tu cuaderno la tabla referida a porcentaje en masa de una disolución de cloruro de potasio.

Masa disolución = masa soluto + masa disolvente.

$$c(\% \text{ masa}) = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{disolución}}} \cdot 100$$

Soluto (g)	Disolvente (g)	% masa
25	100	20
15	2,65	85
20	80	20
100	100	50

28. El grado alcohólico de las bebidas se expresa en grados o en tanto por ciento en volumen. Según la normativa vigente, una cerveza «sin alcohol» puede contener hasta 1% en volumen, que equivale a un grado.

Completa en tu cuaderno la tabla relativa a porcentaje en volumen de distintas bebidas alcohólicas.

Considerando el volumen aditivo:

$$V_{\text{disolución}} = V_{\text{soluto}} + V_{\text{disolvente}}$$

$$c(\% \text{ volumen}) = \frac{V_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}} \cdot 100$$

Soluto (mL)	Disolvente (mL)	% alcohol en volumen
25	75	25
12	400	2,9
1	99	1
1	199	0,5

29.



La lejía se obtiene haciendo que el cloro borbotee en una columna por la que va vertiéndose una solución de hidróxido de sodio, formando, al reaccionar, hipoclorito de sodio.

Completa en tu cuaderno la tabla relativa a la molaridad de una disolución de hidróxido de sodio, NaOH.

Masas atómicas: Na = 23 u; O = 16 u; H = 1 u.

Masa molecular (NaOH) = 23 u + 16 u + 1 u = 40 u → 40 g/mol.

$$M = \frac{n}{V(L)} \rightarrow n = M \cdot V; \quad n = \frac{m(g)}{M(\text{NaOH})} \rightarrow m(g) = n \cdot M(\text{NaOH})$$

Soluto (g)	Volumen de disolución	Cantidad de sustancia (mol)	Molaridad
80	1 L	2	2
100	2000 mL	2,5	1,25
200	500 mL	5	10
300	5 L	7,5	1,5

30.



La vitamina B₃ (niacina o ácido nicotínico) es una vitamina hidrosoluble que se obtiene a partir de la nicotina (veneno mortal) y del ácido nítrico (ácido corrosivo). Si necesitamos preparar en el laboratorio medio litro de una disolución 0,1 M de ácido nítrico:

a) ¿Cuántos moles y gramos de ácido nítrico puro se necesitan para prepararla?

b) Una vez preparada, añadimos medio litro de agua.

¿Cuál será la nueva molaridad?

a) Masa molecular (ácido nítrico) =
= 1 u + 14 u + 3 · 16 u = 63 u → 63 g/mol.

$$M = \frac{n}{V(L)} \rightarrow n = M \cdot V = 0,1 \text{ mol/L} \cdot 0,5 \text{ L} = 0,05 \text{ mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow n = \frac{m(g)}{M(\text{HNO}_3)} \rightarrow m(g) = n \cdot M(\text{HNO}_3) = \\ = 0,05 \text{ mol} \cdot 63 \text{ g/mol} = 3,15 \text{ g}$$

b) Suponiendo aditivos los volúmenes, tenemos 0,05 mol en un volumen total de un litro.

Por tanto, la nueva molaridad será 0,05 mol/L.

31. ●● El hidróxido de potasio se utiliza en la fabricación de jabones líquidos y detergentes. Una disolución de hidróxido de potasio contiene 112 g de soluto por cada litro de disolución.

- a) Calcula la molaridad de la disolución.
b) Si la densidad de la disolución es de 1,1 g/mL, expresa la concentración en % en masa.

Masas atómicas: K = 39 u; O = 16 u; H = 1 u.

a) Masa molecular (KOH) = 39 u + 16 u + 1 u = 56 u → 56 g/mol.

$$n = \frac{m(\text{g})}{M(\text{KOH})} = \frac{112 \text{ g}}{56 \text{ g/mol}} = 2 \text{ mol de KOH} \rightarrow$$

$$\rightarrow M = \frac{n}{V(\text{L})} = \frac{2}{1} = 2 \text{ mol/L}$$

b) $m(\text{disolución}) = d \cdot V = 1,1 \text{ g/mL} \cdot 1000 \text{ mL} = 1100 \text{ g}.$

$$c(\% \text{ masa}) = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{disolución}}} \cdot 100 = \frac{112 \text{ g}}{1100 \text{ g}} \cdot 100 = 10,18 \%$$

32. ●● El ácido clorhídrico está presente en nuestro estómago para facilitar el proceso de la digestión. Calcula la cantidad de ácido clorhídrico que se necesita para preparar 1 L de una disolución:

- a) 1 M b) 0,5 M c) 2 M d) 0,5 M

Tenemos:

$$M = \frac{n}{V(\text{L})} \rightarrow n = M \cdot V$$

Para un litro de disolución, la cantidad de soluto, en moles, coincide con el valor de la concentración; por tanto:

- a) 1 mol. c) 2 mol.
b) 0,5 mol. d) 0,5 mol.

33. ● Completa las frases:

$$M(\text{NaOH}) = 23 \text{ u} + 16 \text{ u} + 1 \text{ u} = 40 \text{ u} \rightarrow 40 \text{ g/mol}.$$

En a), c) y d) hay un mol de soluto.

- a) Una disolución 1 M de NaOH contiene **40** g de NaOH en 1 L de disolución.
b) Una disolución 3 M de NaOH contiene **3** moles de NaOH en 1 L de disolución.
c) Una disolución 2 M de NaOH contiene **40** g de NaOH en 0,5 L de disolución.
d) Una disolución 0,5 M de NaOH contiene **40** g de NaOH en 2 L de disolución.

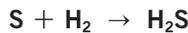
34. Se prepara una disolución mezclando 100 g de cloruro de sodio, 100 g de hidróxido de sodio y 800 g de agua. Indica las opciones correctas:
- El % en masa del cloruro de sodio es igual al del hidróxido de sodio.
 - El % en masa del NaCl es mayor que el % del NaOH.
 - El % en masa del NaOH es del 10 %.
 - El % en masa del NaCl es del 20 %.
 - El % en masa del NaCl es del 15 %.

Es una disolución que contiene la misma cantidad de dos solutos. Para cada uno de ellos la concentración será:

$$c(\% \text{ masa}) = \frac{m_{\text{solute}}}{m_{\text{disolución}}} \cdot 100 = \frac{100 \text{ g}}{1000 \text{ g}} \cdot 100 = 10 \%$$

Por tanto, son correctas a) y c).

35. En la reacción azufre más hidrógeno para dar sulfuro de hidrógeno:



se cumple que:

Según la reacción:

1 mol de azufre reacciona con 1 mol de hidrógeno para dar 1 mol de sulfuro de hidrógeno.

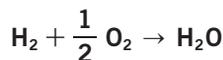
O también:

32 g de azufre reaccionan con 2 g de hidrógeno para dar 34 g de sulfuro de hidrógeno.

- 2 moles de azufre se combinan con **2** moles de hidrógeno.
- 0,5 moles de hidrógeno originan **0,5** moles de sulfuro de hidrógeno.
- 32 g de azufre reaccionan con **2** g de hidrógeno.
- 16 g** de azufre reaccionan con 1 g de hidrógeno.
- 64 g de azufre originan **68** g de sulfuro de hidrógeno.

36. El hidrógeno, el más ligero de todos los gases, se considera el combustible del futuro porque en su combustión no origina productos contaminantes; solo vapor de agua.

Indica cuáles de las relaciones son correctas para la reacción:



- 2 g de hidrógeno reaccionan con 32 g de oxígeno.
- 4 g de hidrógeno reaccionan con 32 g de oxígeno.
- 1 g de hidrógeno reacciona con 16 g de oxígeno.
- 16 g de hidrógeno reaccionan con 64 g de oxígeno.

La reacción química

e) 2 moles de hidrógeno reaccionan con 2 moles de oxígeno.

f) 4 moles de hidrógeno producen 8 moles de agua.

Masas atómicas: H = 1 u; O = 16 u.

Según la reacción:

Un mol de hidrógeno reacciona con medio mol de oxígeno para dar un mol de agua.

O también:

2 g de hidrógeno reaccionan con 16 g de oxígeno para dar 18 g de agua.

Por tanto, solo es correcta la b).

37.

De la ecuación: $S + Fe \rightarrow FeS$, podemos deducir que:



Masas atómicas: S = 32 u; Fe = 56 u.

32 g de S reaccionan con 56 g de Fe para dar 88 g de FeS.

a) 32 g de azufre reaccionan con 56 g de hierro.

b) 16 g de azufre reaccionarán con 28 g de hierro.

c) 8 g de azufre reaccionarán con 14 g de hierro.

d) 4 g de azufre reaccionarán con 7 g de hierro.

38.



El etanol o alcohol etílico es un biocombustible que puede ser la alternativa a la gasolina. En Brasil y Estados Unidos se producen grandes cantidades de etanol a partir de la caña de azúcar, remolacha y cereales, y millones de coches ya circulan con etanol en todo el mundo.

a) ¿Qué es un biocombustible?

b) ¿Se puede considerar al etanol como una fuente de energía renovable?

c) ¿Qué ventajas y desventajas presenta el etanol como combustible?

d) Escribe y ajusta la ecuación de fermentación de la glucosa ($C_6H_{12}O_6$), sabiendo que por acción de enzimas origina etanol y dióxido de carbono.

e) Con 90 g de glucosa, ¿cuántos moles de etanol y de dióxido de carbono se obtienen?

Masas atómicas: C = 12 u; O = 16 u; H = 1 u.

a) Los biocombustibles son combustibles de origen biológico obtenidos de manera renovable a partir de biomasa, es decir, de restos orgánicos.

b) El bioetanol es un alcohol producido a partir de la fermentación de los azúcares que se encuentran en la remolacha, maíz, cebada, trigo, caña de azúcar, sorgo u otros cultivos energéticos que, mezclados con la gasolina, producen un biocombustible. Se puede considerar una fuente de energía renovable, pues los vegetales se pueden cultivar cada año. No existe, por tanto, el problema del agotamiento que se da con los combustibles fósiles.

c) El uso del etanol como combustible crea cierta controversia.

Contrariamente a lo que suele creerse, en la combustión el etanol produce más gases de efecto invernadero que la gasolina.

Para buscar una ventaja ambiental en este combustible habría que recurrir a la idea de que con su combustión se devuelve el dióxido de la atmósfera absorbido durante el crecimiento de la planta que produce el etanol.

El bioetanol es un biocombustible de alto poder energético con características similares a la gasolina, que presenta como ventaja el hecho de que sea un combustible renovable y, por tanto, inagotable, al contrario que el petróleo.



e) $M(\text{glucosa}) = 6 \cdot 12 \text{ u} + 12 \text{ u} + 6 \cdot 16 \text{ u} = 180 \text{ u} \rightarrow 180 \text{ g/mol}$.

$$n(\text{glucosa}) = 90 \text{ g de glucosa} \cdot \frac{1 \text{ mol de glucosa}}{180 \text{ g de glucosa}} = 0,5 \text{ mol de glucosa}$$

Según la estequiometría de la reacción, 1:2, para ambas sustancias, obtendremos 1 mol de etanol y 1 mol de dióxido de carbono.

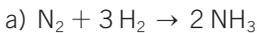
39.



Aunque el oxígeno es el gas esencial del aire, el más abundante es el nitrógeno, que, a pesar de ser un gas inerte, puede reaccionar a temperatura y presión elevadas con el hidrógeno para producir amoníaco, un buen fertilizante.

a) Escribe y ajusta la reacción de síntesis del amoníaco.

b) Completa la siguiente tabla en tu cuaderno.



b) Según la ecuación ajustada:

Un mol de nitrógeno reacciona con tres moles de hidrógeno para dar 2 moles de amoníaco.

O también:

28 g de nitrógeno reaccionan con 6 g de hidrógeno para dar 34 g de amoníaco.

- En condiciones normales un mol de cualquier gas ocupa un volumen de 22,4 L.
- Un mol de cualquier sustancia contiene el número de Avogadro de moléculas.

	N₂	H₂	NH₃
Cantidad de sustancia (mol)	4	12	8
Moléculas	$3,011 \cdot 10^{23}$	$9,033 \cdot 10^{23}$	$6,022 \cdot 10^{23}$
Masa (g)	7	1,5	8,5
Volumen en CN (L)	3,73	11,2	7,47

40. ●● El gas natural es un combustible formado por metano, gas que se puede obtener en la descomposición de las aguas residuales y de la materia orgánica de los vertederos por bacterias anaerobias. Por ello se puede considerar una fuente de energía renovable.

En la combustión de 1 kg de metano (CH_4):

- a) ¿Qué cantidad de oxígeno se consume?
 b) ¿Cuántos moles de dióxido de carbono se desprenden?
 c) ¿Qué masa de agua se obtiene?
 d) ¿Qué cantidad de energía se desprende, sabiendo que en la combustión de un mol de metano se liberan 890 kJ?

La reacción de combustión del metano es:



- a) $M(\text{CH}_4) = 12 \text{ u} + 4 \text{ u} = 16 \text{ u}$. $M(\text{O}_2) = 2 \cdot 16 \text{ u} = 32 \text{ u}$.

$$1000 \text{ g de } \text{CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{CH}_4}{16 \text{ g de } \text{CH}_4} \cdot \frac{2 \text{ mol de } \text{O}_2}{1 \text{ mol de } \text{CH}_4} \cdot \frac{32 \text{ g de } \text{O}_2}{1 \text{ mol de } \text{O}_2} = 4000 \text{ g de } \text{O}_2$$

- b) Como se consume 1 kg de CH_4 :

$$1000 \text{ g de } \text{CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{CH}_4}{16 \text{ g de } \text{CH}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{CO}_2}{1 \text{ mol de } \text{CH}_4} = 62,5 \text{ mol de } \text{CO}_2$$

- c) Para calcular la masa de agua:

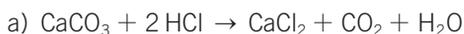
$$1000 \text{ g de } \text{CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{CH}_4}{16 \text{ g de } \text{CH}_4} \cdot \frac{2 \text{ mol de agua}}{1 \text{ mol de } \text{CH}_4} \cdot \frac{18 \text{ g de agua}}{1 \text{ mol de agua}} = 2250 \text{ g de agua}$$

- d) Se queman 62,5 mol de metano. La energía desprendida será:

$$Q = 62,5 \text{ mol} \cdot 890 \text{ kJ/mol} = 55\,625 \text{ kJ}$$

41. ● El dióxido de carbono es un gas que se utiliza en los extintores para apagar pequeños fuegos de interior. En el laboratorio se puede obtener combinando ácido clorhídrico y carbonato de calcio, originando, además, cloruro de calcio y agua.

- a) Escribe y ajusta la ecuación química.
 b) Calcula cuántos gramos de carbonato de calcio han de reaccionar para obtener 100 g de dióxido de carbono.
 c) Explica por qué se utiliza este gas para extinguir incendios.



b) $M(\text{CaCO}_3) = 40 \text{ u} + 12 \text{ u} + 3 \cdot 16 \text{ u} = 100 \text{ u}$;

$M(\text{CO}_2) = 12 \text{ u} + 32 \text{ u} = 44 \text{ u}$.

Por tanto:

$$100 \text{ g de } \text{CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{CO}_2}{44 \text{ g de } \text{CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{CaCO}_3}{1 \text{ mol de } \text{CO}_2} \cdot \frac{100 \text{ g de } \text{CaCO}_3}{1 \text{ mol de } \text{CaCO}_3} = 227 \text{ g de } \text{CaCO}_3$$

- c) El dióxido de carbono es eficaz como agente extintor, principalmente porque reduce el contenido en oxígeno de la atmósfera mediante dilución hasta un punto en que no puede continuar la combustión.

42.

El monóxido de carbono es un gas peligroso que se forma en las combustiones incompletas. Cuando reacciona con el oxígeno produce dióxido de carbono, gas no peligroso utilizado en las bebidas carbónicas.

- a) Escribe y ajusta la ecuación química.
 b) ¿Por qué es peligroso el monóxido de carbono?
 c) Completa la siguiente tabla en tu cuaderno.

- a) La reacción química ajustada es: $2 \text{ CO} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ CO}_2$.
 b) Es un gas muy venenoso cuya peligrosidad se ve aumentada por ser inodoro e incoloro. Sustituye al oxígeno en la hemoglobina de la sangre. La intoxicación empieza por dolores de cabeza, luego mareos y, finalmente, la muerte.
 c) $M(\text{CO}) = 12 \text{ u} + 16 \text{ u} = 28 \text{ u}$;
 $M(\text{O}_2) = 2 \cdot 16 \text{ u} = 32 \text{ u}$; $M(\text{CO}_2) = 12 \text{ u} + 32 \text{ u} = 44 \text{ u}$.

Según la ecuación ajustada:

Dos moles de monóxido de carbono reaccionan con un mol de oxígeno para dar 2 moles de dióxido de carbono.

O también:

56 g de monóxido de carbono reaccionan con 32 g de oxígeno para dar 88 g de dióxido de carbono.

- En condiciones normales un mol de cualquier gas ocupa un volumen de 22,4 L.
- Un mol de cualquier sustancia contiene el número de Avogadro de moléculas.

	CO	O ₂	CO ₂
Cantidad de sustancia (mol)	2	1	2
Moléculas	$6,022 \cdot 10^{23}$	$3,011 \cdot 10^{23}$	$6,022 \cdot 10^{23}$
Masa (g)	7	4	11
Volumen en C.N. (L)	44,8	22,4	44,8

43. En los botiquines de los hogares es habitual encontrar un producto químico utilizado para desinfectar pequeñas heridas: el peróxido de hidrógeno (H_2O_2) o agua oxigenada. Este medicamento se descompone por acción de una enzima o catalizador presente en la sangre, la catalasa. Si observamos que dos moles de agua oxigenada se descomponen y se reducen a la mitad en un minuto:

- a) ¿Cuál es la velocidad de esta reacción en mol/s? ¿Y en g/s?
 b) ¿Por qué el agua oxigenada actúa como desinfectante?
 c) ¿Qué función tiene la catalasa?

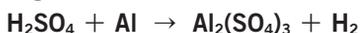
$$a) v = \frac{1 \text{ mol}}{1 \text{ min}} \cdot \frac{1 \text{ min}}{60 \text{ s}} = 0,017 \text{ mol/s}$$

Masa molecular (H_2O_2) = $2 \cdot 1 \text{ u} + 32 \text{ u} = 34 \text{ u} \rightarrow 34 \text{ g/mol}$.

$$v = 0,017 \text{ mol/s} \cdot 34 \text{ g/mol} = 0,57 \text{ g/s}$$

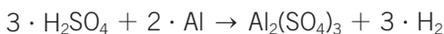
- b) Al descomponerse el agua oxigenada, libera oxígeno que destruye los microorganismos anaerobios.
 c) La catalasa es una enzima presente en la sangre que actúa de catalizador en la reacción de descomposición del agua oxigenada en agua y oxígeno.

44. Se hacen reaccionar 49 g de ácido sulfúrico con aluminio, según la reacción:



- a) Ajusta la reacción química.
 b) ¿Cuánto aluminio se necesita para realizar totalmente la reacción?
 c) ¿Qué cantidad de hidrógeno se obtiene?
 d) ¿Qué volumen ocupará este hidrógeno gaseoso medido en condiciones normales?

- a) La reacción ajustada es:



- b) Masa molecular (H_2SO_4) = $2 \text{ u} + 32 \text{ u} + 4 \cdot 16 \text{ u} = 98 \text{ u}$.

$$49 \text{ g de ácido sulfúrico} \cdot \frac{1 \text{ mol de ácido sulfúrico}}{98 \text{ g de ácido sulfúrico}} = 0,5 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$

Al ser la estequiometría de la reacción 3:2, se necesitan:

$$0,5 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{2 \text{ mol de Al}}{3 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{27 \text{ g de Al}}{1 \text{ mol de Al}} = 9 \text{ g de Al}$$

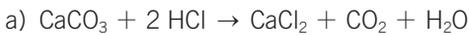
- c) Según la estequiometría obtendremos:

$$0,5 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{3 \text{ mol de H}_2}{3 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{2 \text{ g de H}_2}{1 \text{ mol de H}_2} = 1 \text{ g de H}_2$$

- d) $V = 0,5 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ L/mol} = 11,2 \text{ L de hidrógeno}$.

45. Los geólogos, para reconocer sobre el terreno si un suelo es calizo y contiene carbonato de calcio, llevan un frasco con ácido clorhídrico. Cuando el terreno contiene CaCO_3 , este reacciona con el HCl originando efervescencia (dióxido de carbono), cloruro de calcio (CaCl_2) y agua.

- Escribe y ajusta la reacción.
- ¿Cuántos moles y gramos de dióxido de carbono se obtendrán en condiciones normales a partir de 50 mL de disolución 3 M de ácido clorhídrico?
- ¿Cuántos moles de carbonato de calcio habrán reaccionado?



b) Calculamos los moles de ácido que se consumen en la reacción:

$$M = \frac{n}{V(\text{L})} \rightarrow n = M \cdot V = 3 \text{ mol/L} \cdot 0,05 \text{ L} = 0,15 \text{ mol de HCl}$$

Según la estequiometría se obtendrán la mitad de moles de CO_2 .

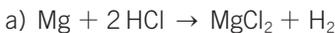
$$n = \frac{0,15 \text{ mol}}{2} = 0,075 \text{ mol de CO}_2 \rightarrow$$

$$\rightarrow m = 0,075 \text{ mol de CO}_2 \cdot \frac{44 \text{ g de CO}_2}{1 \text{ mol de CO}_2} = 3,3 \text{ g de CO}_2$$

c) Según la estequiometría de la reacción, 1:2, de CaCO_3 reaccionarán la mitad de los moles que se consumen de ácido: 0,075 mol.

46. Nuestro planeta es verde porque la molécula de clorofila, que contiene magnesio, toma de la luz solar el azul y el rojo y refleja el verde. El magnesio es un elemento esencial para todos los seres vivos. Una reacción química característica de este metal consiste en que es atacado por el ácido clorhídrico originando hidrógeno y cloruro de magnesio. Si reaccionan 10 g de magnesio con HCl en exceso:

- Escribe y ajusta la reacción química.
- ¿Qué cantidad de ácido se consume?
- ¿Cuántos moles, gramos y mL del gas se liberan en condiciones normales?



b) Calculamos los moles correspondientes a 10 g del metal:

$$10 \text{ g de Mg} \cdot \frac{1 \text{ mol de Mg}}{24 \text{ g de Mg}} = 0,42 \text{ mol de Mg}$$

Según la estequiometría de la reacción, 1:2, necesitaremos el doble de moles de ácido, es decir: $n = 2 \cdot 0,42 = 0,84 \text{ mol de HCl}$.

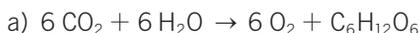
c) Según la estequiometría, obtendremos los mismos moles de hidrógeno que moles de Mg se consumen, es decir, 0,42 mol:

$$m = 0,42 \text{ mol} \cdot 2 \text{ g/mol} = 0,84 \text{ g de hidrógeno}$$

$$V = 0,42 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ L/mol} = 9,4 \text{ L de hidrógeno}$$

47. ●● Prácticamente toda la energía que consume la biosfera procede de la fotosíntesis. La fotosíntesis es una reacción producida por la acción de la luz solar y de la clorofila de las plantas verdes, donde el dióxido de carbono (CO_2) junto al agua origina oxígeno (O_2) y glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$).

- a) Escribe y ajusta la reacción química.
 b) ¿Cuántos moles de dióxido de carbono son necesarios para producir 10 L de oxígeno medidos en condiciones normales?
 c) ¿Cuántos moles y gramos de glucosa se formarán a partir de 5 mol de CO_2 ?
 d) ¿En qué clase de energía se transforma la energía de la luz del Sol?



- b) Calculamos la cantidad de sustancia correspondiente a 10 L de oxígeno en condiciones normales.

$$10 \text{ L de oxígeno} \cdot \frac{1 \text{ mol de oxígeno}}{22,4 \text{ L de oxígeno}} = 0,45 \text{ mol de oxígeno}$$

Según la estequiometría de la reacción, 6:6, necesitamos los mismos moles de dióxido de carbono.

$$n = 0,45 \text{ mol de } \text{CO}_2$$

- c) $M(\text{glucosa}) = 6 \cdot 12 \text{ u} + 12 \cdot 1 \text{ u} + 6 \cdot 16 \text{ u} = 180 \text{ u} \rightarrow 180 \text{ g/mol}$.
 Si partimos de 5 mol de dióxido de carbono, obtendremos de glucosa:

$$5 \text{ mol de } \text{CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de glucosa}}{6 \text{ mol de } \text{CO}_2} = 0,83 \text{ mol de glucosa}$$

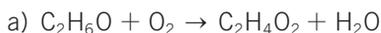
que equivalen a una masa:

$$m = 0,83 \text{ mol} \cdot 180 \text{ g/mol} = 150 \text{ g de glucosa}$$

- d) En energía química contenida en los enlaces de los átomos de los productos de la reacción de la fotosíntesis.

48. ●●● El vinagre está formado por una disolución al 5 % de ácido acético. El ácido acético ($\text{CH}_3 - \text{COOH}$) es una sustancia irritante que se origina, junto al agua, en la oxidación del etanol o alcohol etílico presente en el vino ($\text{CH}_3 - \text{CH}_2\text{OH}$), por efecto de bacterias aerobias.

- a) Escribe y ajusta la reacción química.
 b) ¿Qué cantidad de ácido acético se origina en la oxidación de 100 g de etanol?
 c) ¿Qué le ocurre al vino si dejamos una botella abierta durante varios días?



- b) $M(\text{ácido acético}) = 2 \cdot 12 \text{ u} + 4 \text{ u} + 2 \cdot 16 \text{ u} = 60 \text{ u} \rightarrow 60 \text{ g/mol}$.
 $M(\text{etanol}) = 2 \cdot 12 \text{ u} + 6 \text{ u} + 16 \text{ u} = 46 \text{ u} \rightarrow 46 \text{ g/mol}$.

Calculamos los moles de etanol equivalentes a una masa de 100 g:

$$100 \text{ g de etanol} \cdot \frac{1 \text{ mol de etanol}}{46 \text{ g de etanol}} = 2,17 \text{ mol de etanol}$$

Según la estequiometría de la reacción, 1:1, esta cantidad serán los moles que obtendremos de ácido acético.

- c) Al dejar abierta una botella de vino durante varios días, el etanol se oxida en presencia del oxígeno del aire, formándose ácido acético. Coloquialmente decimos que se *avinagra*.

49.

Los termómetros de mercurio han dejado de fabricarse debido a la toxicidad de este metal pesado para las personas y el medio ambiente. Una de las formas de obtención de mercurio es a partir del óxido de mercurio (II) que, cuando se calienta fuertemente, se descompone en sus elementos.

- a) **¿Cuáles son los reactivos y cuáles los productos?**
 b) **Escribe y ajusta la reacción de descomposición.**
 c) **¿Es una reacción exotérmica o endotérmica?**
 d) **Calcula la cantidad de mercurio que se puede obtener a partir de 100 g del óxido.**
 e) **Investiga: ¿qué peligros origina el mercurio al medio ambiente?**

- a) El reactivo es el óxido de mercurio (II), y los productos, oxígeno y mercurio.
 b) $2 \text{ HgO} \rightarrow 2 \text{ Hg} + \text{O}_2$
 c) Es una reacción endotérmica; necesita aporte de calor para llevarse a cabo.
 d) Calculamos los moles correspondientes a 100 g de óxido.

$$100 \text{ g de HgO} \cdot \frac{1 \text{ mol de HgO}}{217 \text{ g de HgO}} = 0,46 \text{ mol de HgO}$$

Según la estequiometría de la reacción, 1:1, obtendremos 0,46 mol de Hg. Calculamos la masa correspondiente a esta cantidad de metal:

$$0,46 \text{ mol de Hg} \cdot \frac{201 \text{ g de Hg}}{1 \text{ mol de Hg}} = 92,4 \text{ g de Hg}$$

- e) El mercurio es un metal pesado que persiste en la naturaleza durante mucho tiempo. Una cierta cantidad puede ser producida naturalmente por las rocas, suelo o los volcanes, pero las actividades humanas casi han triplicado las emisiones del mercurio en la atmósfera con respecto a los niveles preindustriales.

La reacción química

La principal fuente de exposición al mercurio es el consumo de pescado, ya que los peces, tanto de agua dulce como de agua salada pueden acumular grandes cantidades de mercurio en los tejidos de su cuerpo. Una exposición crónica, aunque sea de baja intensidad, puede producir daños irreparables en el sistema nervioso, en el cerebro y en los riñones.

50.



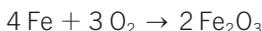
El hierro es un metal que se oxida fácilmente para formar óxido de hierro (III).

a) Escribe y ajusta la reacción de oxidación del hierro.

b) Calcula la cantidad de óxido que se podrá obtener a partir de 200 g de hierro.

c) ¿Cómo se protegen las verjas de hierro de la oxidación?

a) La reacción ajustada es:



b) $M(\text{óxido}) = 2 \cdot 56 \text{ u} + 3 \cdot 16 \text{ u} = 160 \text{ u} \rightarrow 160 \text{ g/mol}$.

Calculamos los moles correspondientes a 200 g del metal:

$$200 \text{ g de Fe} \cdot \frac{1 \text{ mol de Fe}}{56 \text{ g de Fe}} = 3,6 \text{ mol de Fe}$$

Según la estequiometría de la reacción, 4:2, obtendremos 1,8 mol de óxido.

Calculamos la masa correspondiente a esta cantidad:

$$1,8 \text{ mol de Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{160 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol de Fe}_2\text{O}_3} = 288 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3$$

c) Para evitar que el hierro esté en contacto con el oxígeno del aire, responsable de su oxidación, suele protegerse el metal cubriéndolo con algún producto como el óxido de plomo (IV) (conocido como plomo rojo o minio), que forma una barrera entre ambos reactivos.

51.



Clasifica las siguientes reacciones:

a) Oxidación del hierro.

b) Neutralización del ácido clorhídrico con hidróxido de sodio.

c) Combustión del butano.

a) Reacción de oxidación.

b) Reacción ácido-base.

c) Reacción de combustión.

52.



Indica qué tipo de disolución, vinagre (ácida) o bicarbonato de sodio (básica), utilizarías para neutralizar y aliviar las picaduras siguientes:

a) La de una abeja que contiene sustancias ácidas.

b) La de una avispa que tiene propiedades básicas.

- c) El almacenamiento de los residuos depende de si son de baja, media o alta actividad.

Algunos **residuos de baja actividad** se eliminan muy diluidos echándolos a la atmósfera o las aguas en concentraciones tan pequeñas que no son dañinas y que la ley permite.

Los índices de radiación que dan estos vertidos son menores que los que suelen dar muchas sustancias naturales o algunos objetos de uso cotidiano, como los televisores.

Los **residuos de media** o baja actividad se introducen en contenedores especiales que se almacenan durante un tiempo en superficie hasta que se llevan a vertederos de seguridad. Hasta el año 1992 algunos países vertían estos barriles al mar, pero ese año se prohibió esta práctica. Los almacenes definitivos para estos residuos son, en general, subterráneos, asegurando que no sufrirán filtraciones de agua que pudieran arrastrar isótopos radiactivos fuera del vertedero.

En España la instalación preparada es la de El Cabril (Córdoba) en la que se podrán almacenar hasta 50 000 m³ de residuos de media y baja actividad.



Los **residuos de alta actividad** son los más difíciles de tratar.

El volumen de combustible gastado que queda en las centrales de energía nuclear normales se puede reducir mucho si se vuelve a utilizar en plantas especiales. Esto se hace en algunos casos, pero presenta la dificultad de que hay que transportar una sustancia muy peligrosa desde las centrales normales a las especiales. Los residuos que quedan se suelen vitrificar (fundir junto a una masa vítrea) e introducir en contenedores especiales capaces de resistir agentes muy corrosivos, el fuego, terremotos, grandes colisiones, etc. Estos contenedores se almacenarían en vertederos definitivos que deben estar contruidos a gran profundidad, en lugares muy estables geológicamente (depósitos de arcilla, sales o macizos graníticos) y bien refrigerados, porque los isótopos radiactivos emiten calor.

RINCÓN DE LA LECTURA

1. ●● En el primer texto se señala que *las reacciones químicas que ocurren en estas gotitas son complicadas*. Aporta algún comentario en referencia a esa afirmación.

Quiere decir, entre otras cosas, que las reacciones no se llevan a cabo en un solo paso, sino que existen varias etapas.

2. ●● También en el mismo extracto se habla de *contaminantes utilizados en fluidos de refrigeración de neveras y en aerosoles que se han ido acumulando en la atmósfera*. Aventura alguna solución para resolver ese problema.

Respuesta libre. Una solución es que se prohíba el uso de este tipo de sustancias.

3. ●● ¿Por qué razón crees que los científicos siguen investigando sobre nuevos combustibles?

Porque resultan imprescindibles en nuestra sociedad debido al agotamiento de las reservas de carbón o petróleo, por ejemplo, y porque la combustión de estas sustancias es contaminante.

4. ●● Aporta alguna reflexión crítica referente al segundo texto en cuanto a las ventajas e inconvenientes que podrían derivarse de la investigación que se reseña.

Respuesta libre. Algunas ventajas son que se reaprovecha material y se ahorra en la producción de combustibles.

5. ●● En ambos textos se habla de diferentes reacciones químicas. Intenta identificarlas según lo que has aprendido en esta unidad.

En el primer caso algunos óxidos de nitrógeno y de azufre reaccionan con el agua y se forman ácido nítrico y ácido sulfúrico que provocan la lluvia ácida. En el segundo caso hablamos de reacciones de combustión que generan CO_2 y H_2O .