

## **Solución Actividades Tema 2 LAS REACCIONES QUÍMICAS. REACCIONES ÁCIDO–BASE Y REDOX**

### **Actividades Unidad**

**1. Ya conoces la distinción entre cambios físicos y químicos. ¿Eres capaz de señalar de qué tipo de cambio se trata en cada caso? Justifica tu respuesta.**

*a) Un vaso se rompe.*

*b) La arcilla se moldea para fabricar una taza.*

*c) Un filete se asa en una plancha.*

*d) Se funde un trozo de mantequilla.*

*e) Un colgante de plata se ennegrece con el paso del tiempo.*

Teniendo en cuenta que en un cambio físico no cambian las sustancias implicadas y en un cambio químico sí, son cambios físicos a), b) y d). Son cambios químicos c) y e), pues en ambos casos se producen nuevas sustancias (las proteínas desnaturalizadas de la carne y el óxido de plata, respectivamente).

**2. El carbonato de calcio ( $\text{CaCO}_3$ ) se descompone al ser calentado para dar óxido de calcio ( $\text{CaO}$ ) y dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ). ¿Es una reacción química? Si lo es, señala cuáles son los reactivos y productos, e indica de qué tipo de reacción se trata.**

Es, en efecto, una reacción química, pues aparecen nuevas sustancias. En este caso, hay un único reactivo (el carbonato de calcio) y dos productos (el dióxido de carbono y el óxido de calcio), y se trata de una reacción de descomposición.

**4. ¿Qué se entiende por choque eficaz? ¿Por qué se ha de producir un choque eficaz para que tenga lugar la reordenación de los átomos de los reactivos?**

Un choque eficaz es aquel que da lugar a los productos de la reacción a partir de los reactivos. Por tanto, si el choque no se produce en las condiciones adecuadas de orientación y energía mínima, no da lugar a la ruptura de los enlaces en los reactivos para formar los nuevos enlaces que originan los productos.

**5. ¿De qué maneras podemos aumentar la velocidad de una reacción química que sucede entre reactivos en estado gaseoso? Justifica tu respuesta de acuerdo con la teoría de las colisiones.**

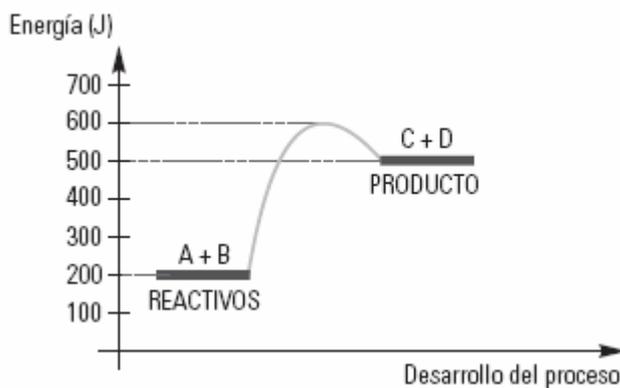
Existen varias posibilidades:

- Aumentando la temperatura, lo que produce un aumento de la energía de las partículas e incrementa el número de choques entre ellas.
- Aumentando la presión, con lo cual conseguiremos también un incremento en el número de choques.
- Adicionando un catalizador, que dependerá de la reacción concreta de que se trate.

**6. Hemos visto que la velocidad de una reacción puede incrementarse de varios modos. ¿Qué ventaja tiene, desde el punto de vista práctico, el uso de un catalizador frente a otros recursos, como el aumento de la temperatura o de la concentración de reactivos?**

La ventaja fundamental reside en los aspectos técnicos. Conseguir elevadas temperaturas y presiones es complicado y tiene un coste adicional. Un catalizador hace el mismo efecto y además, como no se consume en la reacción, puede utilizarse durante un tiempo prolongado.

**7. El siguiente diagrama de energía corresponde a una reacción endotérmica.**



**a) ¿Por qué sabemos que es endotérmica?**

Porque la energía de los productos es mayor que la de los reactivos.

**b) ¿Cuál es el valor de la energía absorbida en el proceso?**

Según el diagrama, es de 300 kJ.

**c) ¿Cuánto vale la energía de activación en este caso?**

La energía de activación se mide en el máximo de la curva con respecto a la energía de los reactivos. Por tanto, es de 400 kJ con respecto a la energía de los reactivos.

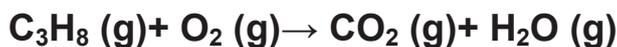
**9. En la reacción de formación del trióxido de difósforo ( $P_2O_3$ ) se combinan 31 g de fósforo (P) con 24 g de oxígeno ( $O_2$ ). Escribe, basándote en los datos anteriores, dos proporciones diferentes para las masas de los reactivos y el producto de esta reacción.**

Si se combinan 31 g de fósforo y 24 g de oxígeno, la ley de conservación de la masa exige que se formen 55 g de trióxido de difósforo. De ahí obtenemos una primera proporción y, a partir de ella, todas cuantas queramos.

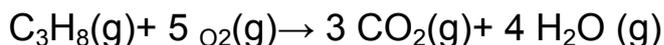
Por ejemplo:



**10. Ajusta e interpreta esta ecuación química, que representa la combustión del propano:**



La ecuación química ajustada sería:



La ecuación nos indica que una molécula de propano reacciona con 5 moléculas de oxígeno para dar 3 moléculas de dióxido de carbono y 4 moléculas de agua.

**11. El ácido sulfhídrico ( $H_2S$ ) es una sustancia gaseosa de olor desagradable, que se produce en la descomposición de algunos alimentos, como el huevo crudo.**

**a) Calcula la masa molecular y la masa molar del ácido sulfhídrico.**

Teniendo en cuenta que las masas atómicas del hidrógeno y el azufre son 1 u y 32,1 u respectivamente, la masa molecular (masa de una molécula) del ácido sulfhídrico es:

$$\text{Masa molecular } H_2S = 2 \cdot 1 \text{ u} + 32,1 \text{ u} = 34,1 \text{ u}$$

Por tanto, la masa molar de este compuesto es:  $M = 34,1 \text{ g/mol}$ , lo que significa que la masa de 1 mol de ácido sulfhídrico ( $6,022 \cdot 10^{23}$  moléculas) es 34,1 g.

**b) ¿Cuántas moléculas hay en un recipiente que contiene 3,5 moles de este gas?**

En el recipiente habrá:

$$3,5 \text{ mol} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} = 2,08 \cdot 10^{24} \text{ moléculas}$$

**c) ¿Qué masa de esta sustancia hay en el recipiente anterior?**

Utilizamos el dato de la masa molar. Tendremos:

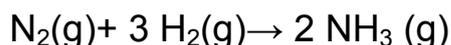
$$m = n \cdot M = 3,5 \text{ mol} \cdot 34,1 \text{ g/mol} = 119,35 \text{ g.}$$

**d) ¿Qué masa equivale a 4 moles de ácido sulfhídrico? ¿Cuántas moléculas contiene?**

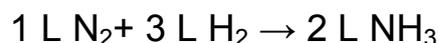
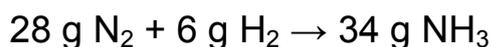
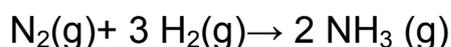
$$m = n \cdot M = 4 \text{ mol} \cdot 34,1 \text{ g/mol} = 136,4 \text{ g}$$
$$n^\circ \text{ moléculas} = 4 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas/}$$

**13. Ajusta la reacción de formación del amoníaco (NH<sub>3</sub>) y obtén todas las relaciones de estequiometría posibles, teniendo en cuenta que todas las sustancias son gases. ¿Cuántos litros de NH<sub>3</sub> se formarán a partir de 3 moles de H<sub>2</sub>, medidos a 1 atm y a 25 °C?**

La ecuación ajustada correspondiente al proceso es:



De esta ecuación se deducen tres relaciones de estequiometría: en moles, en masa y en volumen. Son las siguientes:



Utilizando la primera de las relaciones (en moles), vemos que se obtienen dos moles de amoníaco a partir de tres moles de hidrógeno. Calculamos el volumen que ocupan, utilizando la ecuación de los gases ideales:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P}$$

$$V = \frac{2 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm L/(K m l)} \cdot 298,16 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 48,9 \text{ L}$$

**14. Utilizando las relaciones de estequiometría del ejercicio 13, calcula la masa de hidrógeno (en g) necesaria para formar 11,2 L de amoníaco, medidos a 25 °C y 1 atm.**

Primero vamos a calcular cuántos moles de amoníaco hay en ese volumen. Despejamos de la ecuación de los gases ideales:

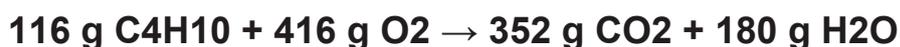
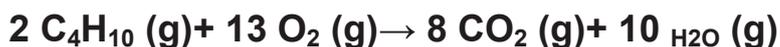
$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T}$$
$$n = \frac{1 \text{ atm} \cdot 11,2 \text{ L}}{0,082 \text{ atm L/(K mol)} \cdot 298,16 \text{ K}} = 0,46 \text{ mol}$$

Ahora vamos a calcular los moles de hidrógeno necesarios aplicando la proporcionalidad entre los moles:

$$\frac{x \text{ mol H}_2}{3 \text{ mol H}_2} = \frac{0,46 \text{ mol N}_3}{2 \text{ mol N}_3} \rightarrow x = 0,69 \text{ mol H}_2$$

Y, a partir de esta cantidad, mediante la masa molar del hidrógeno (2 g/mol), la masa de hidrógeno que nos piden será:  $m = 0,69 \text{ mol} \cdot 2 \text{ g/mol} = 1,38 \text{ g H}_2$ .

**15. En la combustión entre el butano (C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>) y el oxígeno (O<sub>2</sub>), identifica el reactivo limitante y en exceso, teniendo en cuenta que la relación de estequiometría en masa es:**



**y reaccionan 14,5 g de gas butano y 61,5 g de oxígeno.**

Calculamos la cantidad de oxígeno necesaria para consumir 14,5 g de butano utilizando la relación de estequiometría:

$$\frac{x \text{ g O}_2}{416 \text{ g O}_2} = \frac{14,5 \text{ g C}_4\text{H}_{10}}{116 \text{ g C}_4\text{H}_{10}} \rightarrow x = 52 \text{ g O}_2$$

Como tenemos 61,5 g de oxígeno (cantidad superior a la calculada según la estequiometría de la reacción), el reactivo limitante es el butano y el oxígeno se encuentra en exceso.

**17. Con un pHmetro (instrumento que mide directamente el pH) hemos medido en nuestro laboratorio el pH de dos lociones limpiadoras para la piel. La loción A tiene un pH de 6,8 y la loción B, un pH de 5,9. ¿Se trata de sustancias ácidas o básicas? ¿Son ácidos (o bases) fuertes? Indica cuál de las lociones tiene mayor carácter ácido.**

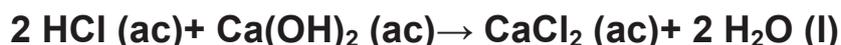
Ambas lociones son ácidas, pues tienen pH inferior a 7. Se trata de ácidos débiles, pues sus pHs no se alejan mucho de 7.

El carácter ácido aumenta a medida que disminuye el pH.

En consecuencia, la loción B es más ácida.

**19. El ácido clorhídrico es un ácido fuerte de fórmula HCl y el hidróxido de calcio es una base fuerte cuya fórmula es Ca(OH)<sub>2</sub>. Explica, de acuerdo con la teoría de Arrhenius, el carácter ácido o básico de cada sustancia y el proceso de neutralización y, calcula, a partir de la ecuación ajustada, la cantidad de hidróxido de calcio necesario para neutralizar 3 moles de HCl.**

La ecuación química ajustada de la neutralización es:



El ácido clorhídrico es ácido porque libera en disolución iones H<sup>+</sup>, mientras que el hidróxido de calcio es una base porque libera iones OH<sup>-</sup>. La neutralización consiste en la combinación de ambos tipos de iones para formar moléculas de agua.

Según la ecuación anterior la proporción entre los moles de ácido y de base es de 2:1. Así pues, para neutralizar 3 moles de ácido, se necesitan 1,5 moles de base.

**20. Responde a las siguientes cuestiones, justificando en cada caso tu respuesta: a) ¿Puede darse una reducción sin que tenga lugar una oxidación?**

No, pues los electrones que toma la sustancia que se reduce deben ser proporcionados por otra sustancia, que es la que se oxida.

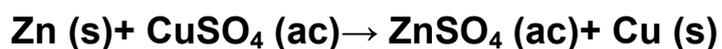
**b) ¿Podemos afirmar que el oxidante es la sustancia que se oxida?**

No, el oxidante es la sustancia que se reduce. Se le da el nombre de oxidante porque produce la oxidación de otra sustancia al reducirse.

**c) ¿En qué consiste la electrometalurgia y qué importancia tiene?**

Es la obtención de metales a partir de sus minerales usando la reducción electrolítica. Es bastante importante, pues gracias a esta técnica se obtienen metales de importancia industrial, como el aluminio, y se purifican otros, como el platino, el cobre o el oro.

**21. Una celda galvánica es un dispositivo sencillo que utiliza una reacción redox para producir corriente eléctrica. Identifica el oxidante y el reductor en este proceso redox, que es la base de la pila Daniell, una celda galvánica muy conocida:**



En esta reacción el **Zn** pasa de tener número de oxidación 0 a tener número de oxidación +2. Por lo tanto, **se oxida** y es el **reductor**. El **Cu**, por su parte, pasa de número de oxidación +2 a 0. **Se reduce** y es el **oxidante**.

## Actividades Finales

3. ¿A qué tipo de reacciones, de las estudiadas en la página 38, pertenecen los siguientes procesos? Explícalo.

a) Al mezclar sulfato de sodio ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ) con cloruro de plomo II ( $\text{PbCl}_2$ ), se obtiene un precipitado de sulfato de plomo II ( $\text{PbSO}_4$ ) y cloruro de sodio ( $\text{NaCl}$ ).

Es una reacción de **sustitución**, pues lo que ha tenido lugar es el intercambio del plomo (Pb) y del sodio (Na) entre ambos compuestos.

b) Durante la electrólisis del agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ), se obtienen hidrógeno ( $\text{H}_2$ ) y oxígeno ( $\text{O}_2$ ).

Es una reacción de **descomposición**, en la que a partir de una misma sustancia se obtienen otras más simples.

c) El magnesio (Mg), en presencia de oxígeno ( $\text{O}_2$ ), reacciona químicamente y forma óxido de magnesio ( $\text{MgO}$ ).

Se trata de una reacción de **formación**, en la que se obtiene un compuesto a partir de sus elementos constituyentes.

d) Al calentar clorato de potasio ( $\text{KClO}_3$ ) se produce cloruro de potasio (KCl) y se desprende oxígeno ( $\text{O}_2$ ).

Al igual que en el apartado b) se trata de una reacción de **descomposición**, en este caso por el calor, en la que se obtienen a partir de una sustancia otras más simples.

5. ¿Qué es la velocidad de reacción? Explica de qué modo influyen la temperatura, la agitación o la concentración de los reactivos en la rapidez con la que ocurre un proceso químico.

La velocidad de reacción es una **magnitud** que cuantifica la **rapidez con que evoluciona un proceso químico**, es decir, **cómo varía la concentración de los reactivos o de los productos de la reacción en cada instante de tiempo**.

La velocidad depende de **varios factores**, como la propia **naturaleza de los reactivos**, la **temperatura** (cuyo aumento suele ocasionar un incremento en la velocidad del proceso), la **agitación** (que favorece la reacción) o la **concentración de reactivos** (a medida que es mayor, aumenta también la velocidad a la que transcurre la reacción).

10. Explica la diferencia entre un proceso exotérmico y uno endotérmico, y señala alguna reacción exotérmica que podamos encontrar en nuestro entorno. ¿Cómo se justifica el desprendimiento o la absorción de calor durante una reacción química?

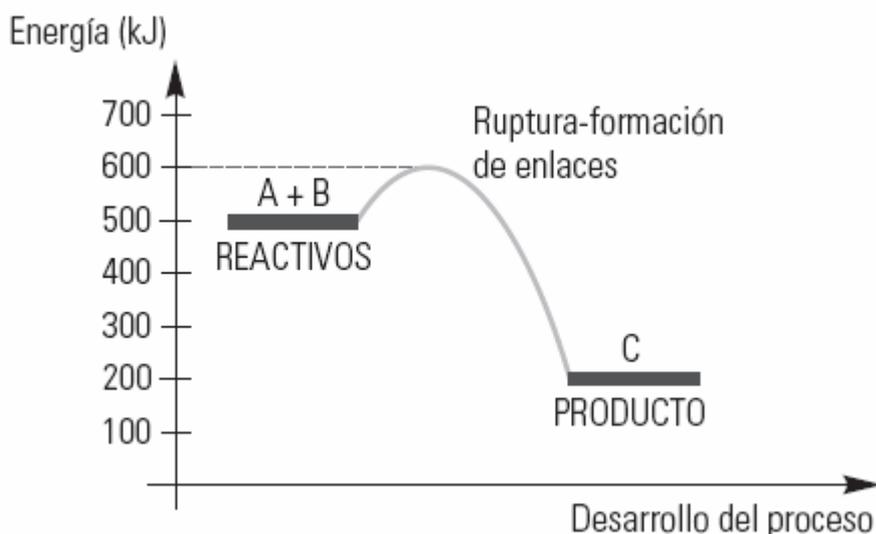
Según el intercambio de energía con el medio, los procesos químicos se clasifican en **exotérmicos**, si **desprenden energía**, y **endotérmicos**, si **absorben energía**, normalmente en forma de calor. Un ejemplo habitual es la combustión de un hidrocarburo, como pueden ser el gas butano o la gasolina, que al quemarse desprenden gran cantidad de calor. Su **fundamento radica**, microscópicamente, en el **balance entre la energía** que se requiere para la **ruptura de enlaces** de los **reactivos** y la que **se libera** tras la **formación de nuevos enlaces**.

11. En la combustión del gas natural (metano, CH<sub>4</sub>) se desprenden 890 kilojulios de energía calorífica por cada 16 g de gas que se queman. Si para calentar un recipiente de agua se requieren  $2,67 \cdot 10^7$  J, ¿qué cantidad de gas habrá de quemarse?

Como cada 16 g desprende 890 kilojulios ( $8,9 \cdot 10^5$  J), para calentar el recipiente se requieren **480 g** de **gas natural**.

$$m_{\text{gas natural}} = 2,67 \cdot 10^7 \text{ J} \cdot \frac{16 \text{ g de gas}}{8,9 \cdot 10^5 \text{ J}} = 480 \text{ g de gas}$$

12. En el siguiente diagrama se representa la energía puesta en juego en el proceso de formación de 10 g de una sustancia C, a partir de 6 g de A y 4 g de B:



a) ¿Puedes afirmar que este diagrama corresponde a una reacción exotérmica? ¿Por qué?

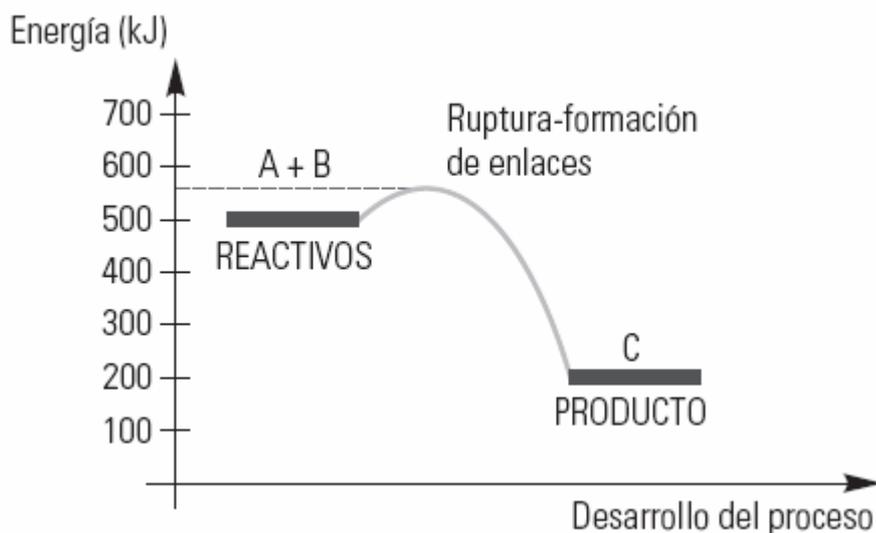
Es una **reacción exotérmica**, ya que la energía de los productos es inferior a la de los reactivos, lo que significa que se libera energía.

**b) ¿Qué cantidad de energía se liberará en este proceso por cada gramo de C producido?**

Según el diagrama, se han **liberado 300 kJ en total**. Como se han formado **10 g de C**, se liberan 30 kJ por g de C.

**c) ¿Qué energía de activación tiene esta reacción por gramo de A? Vuelve a dibujar el diagrama suponiendo que añadimos un catalizador que reduce la energía de activación a la mitad.**

El diagrama nos muestra que la **energía de activación** en las condiciones de la reacción es de **100 kJ**. Como se han consumido **6 g de A**, la energía de activación es de aproximadamente **16,7 kJ por g de A**. El nuevo diagrama cuando añadimos el catalizador sería:



**14. Deduce, aplicando la ley de conservación de la masa, la cantidad de dióxido de carbono que se formará al quemar 46 g de alcohol etílico con 96 g de oxígeno, si, además, se forman también 54 g de agua.**

En esta, como en cualquier otra reacción, se cumple la ley de conservación de la masa, según la cual, la masa total de los reactivos (46 g de alcohol + 96 g de oxígeno) es igual a la suma de las masas de los productos (dióxido de carbono + 54 g de agua).

Alcohol etílico + Oxígeno → Dióxido de carbono + Agua

46 g                      96 g                      x                      54 g

De acuerdo con esto:

$$46 \text{ g} + 96 \text{ g} = x + 54 \text{ g} \quad \rightarrow \quad x = 88 \text{ g}$$

Se **forman 88 g de dióxido de carbono** tras la reacción.

**16. Una ecuación química contiene toda la información relativa a un proceso químico.**

**a) ¿Qué datos proporciona? ¿Qué diferencia fundamental existe entre una ecuación química ajustada y otra que no lo esté?**

Nos indica las **sustancias que participan en el proceso**, es decir, cuáles son los **reactivos** y los **productos** de la reacción.

La ecuación ajustada, que incorpora los **coeficientes estequiométricos**, nos permite realizar una **interpretación microscópica del proceso**, no así la ecuación sin ajustar, que solo nos indica las sustancias que participan.

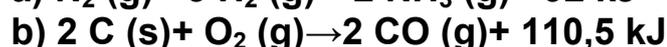
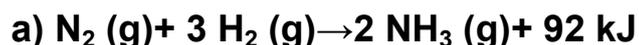
**b) ¿En qué ley científica nos basamos para llevar a cabo el ajuste de ecuaciones?**

El ajuste de ecuaciones se fundamenta en la **ley de conservación de la masa**, pues el **número de átomos** de cada elemento en **reactivos** y **productos** ha de ser el **mismo**.

**c) ¿Qué información proporcionan los coeficientes estequiométricos? ¿Pueden ser fraccionarios?**

Los coeficientes estequiométricos nos indican, las **partículas o moléculas** de cada **elemento** o **compuesto** que participan en el **proceso**. Si bien **pueden ser fraccionarios**, se **suelen indicar** como coeficientes los **números enteros** más sencillos posible.

**18. Indica si las siguientes ecuaciones químicas representan procesos exotérmicos o endotérmicos:**



Es un **proceso endotérmico c)**, dado que en los reactivos aparece indicada la energía absorbida durante la reacción, expresada en kilojulios.

Sin embargo, son **procesos exotérmicos**, es decir, que liberan energía, los indicados como a) y b), pues la energía liberada aparece indicada junto a los productos de la reacción.

**20. Realiza el ajuste de estas ecuaciones químicas:**

- a)  $2 \text{ NO (g)} + \text{ O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2 \text{ NO}_2 \text{ (g)}$
- b)  $2 \text{ N}_2\text{O}_5 \text{ (g)} \rightarrow 4 \text{ NO}_2 \text{ (g)} + \text{ O}_2 \text{ (g)}$
- c)  $2 \text{ C}_6\text{H}_{14} \text{ (l)} + 19 \text{ O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 12 \text{ CO}_2 \text{ (g)} + 14 \text{ H}_2\text{O (g)}$
- d)  $\text{ Al}_2\text{O}_3 \text{ (s)} + 6 \text{ HCl (ac)} \rightarrow 2 \text{ AlCl}_3 \text{ (ac)} + 3 \text{ H}_2\text{O (l)}$
- e)  $3 \text{ NO}_2 \text{ (g)} + \text{ H}_2\text{O (l)} \rightarrow 2 \text{ HNO}_3 \text{ (ac)} + \text{ NO (g)}$

**23. Calcula la masa molecular y la masa molar de cada una de las sustancias que se relacionan, y el número de moles que corresponde a las cantidades que se indican. Toma los datos necesarios de la tabla periódica.**

**a) 88,2 g de trihidruro de hierro (FeH<sub>3</sub>).**

**Masa molecular** =  $1 \cdot 55,8 \text{ u} + 3 \cdot 1 \text{ u} = 58,8 \text{ u}$ ; **masa molar** =  $58,8 \text{ g/mol}$ :

$$n = \frac{\text{masa (g)}}{\text{Masa molar (g/mol)}} = \frac{m}{M} = \frac{88,2 \text{ g}}{58,8 \text{ g/mol}} = 1,5 \text{ mol FeH}_3$$

**b) 23,8 g de pentaóxido de dicloro (Cl<sub>2</sub>O<sub>5</sub>).**

**Masa molecular** =  $2 \cdot 35,5 \text{ u} + 5 \cdot 16 \text{ u} = 151 \text{ u}$ ; **masa molar** =  $151 \text{ g/mol}$ :

$$n = \frac{\text{masa (g)}}{\text{Masa molar (g/mol)}} = \frac{m}{M} = \frac{23,8 \text{ g}}{151 \text{ g/mol}} = 0,16 \text{ mol Cl}_2\text{O}_5$$

**c) 122,5 g de ácido fosfórico (H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>).**

**Masa molecular** =  $3 \cdot 1 \text{ u} + 1 \cdot 31 \text{ u} + 4 \cdot 16 \text{ u} = 98 \text{ u}$ ; **masa molar** =  $98 \text{ g/mol}$ :

$$n = \frac{\text{masa (g)}}{\text{Masa molar (g/mol)}} = \frac{m}{M} = \frac{122,5 \text{ g}}{98 \text{ g/mol}} = 1,25 \text{ mol H}_3\text{PO}_4$$

**d) 82,84 g de clorato de calcio (Ca(ClO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>).**

**Masa molecular** =  $1 \cdot 40,1 \text{ u} + 2 \cdot 35,5 \text{ u} + 6 \cdot 16 \text{ u} = 207,1 \text{ u}$ ;  
**masa molar** =  $207,1 \text{ g/mol}$ :

$$n = \frac{\text{masa (g)}}{\text{Masa molar (g/mol)}} = \frac{m}{M} = \frac{82,84 \text{ g}}{207,1 \text{ g/mol}} = 0,4 \text{ mol Ca(ClO}_3\text{)}$$

**25. Calcula la molaridad de las siguientes disoluciones:**

**a) 250 mmol de yoduro de potasio (KI) se disuelven en agua hasta un volumen final de 0,5 L.**

$$\text{Molaridad} = \frac{n_{\text{solute}}}{V_{\text{disolución}}} = \frac{0,25 \text{ mol KI}}{0,5 \text{ L}} = 0,5 \text{ mol/L}$$

**b) En 30 mL de una disolución de sacarosa (C<sub>12</sub>H<sub>22</sub>O<sub>11</sub>) en agua hay disueltos 10 g de este compuesto.**

Masa molar de la sacarosa = 342 g/mol.

$$n = \frac{m}{M} = \frac{10 \text{ g}}{342 \text{ g/mol}} = 0,03 \text{ mol C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$$

$$\text{Molaridad} = \frac{n_{\text{solute}}}{V_{\text{disolución}}} = \frac{0,03 \text{ mol C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}}{0,03 \text{ L}} = 1 \text{ mol/L}$$

**27. El pentaóxido de dinitrógeno (N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>) es un sólido incoloro, de aspecto cristalino y altamente inestable, que explota con facilidad y reacciona con el agua:**



**a) Ajusta la ecuación química y escribe las relaciones de estequiometría en moles y en masa.**

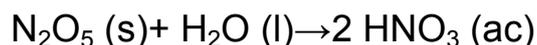
La relación de estequiometría se obtiene multiplicando para cada sustancia, el número de moles indicado por el coeficiente estequiométrico por su masa molar:

$$m(\text{N}_2\text{O}_5) = 1 \text{ mol} \cdot 108 \text{ g/mol} = 108 \text{ g.}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ mol} \cdot 18 \text{ g/mol} = 18 \text{ g.}$$

$$m(\text{HNO}_3) = 2 \text{ mol} \cdot 63 \text{ g/mol} = 126 \text{ g.}$$

Por tanto, las relaciones que nos piden serán:



$$1 \text{ mol} + 1 \text{ mol} \rightarrow 2 \text{ mol}$$

$$108 \text{ g} + 18 \text{ g} \rightarrow 126 \text{ g}$$

Se cumple que la **masa de reactivos** (108 g + 18 g = 126 g) es **igual** a la **masa de productos** (126 g).

**b) Calcula los moles que se necesitan para obtener 15 moles de ácido nítrico (HNO<sub>3</sub>).**

Plantearemos una relación de proporcionalidad, utilizando la relación de estequiometría molar, pues el dato nos viene proporcionado en estas unidades:

$$\frac{1 \text{ mol N}_2\text{O}_5}{x} = \frac{2 \text{ mol HNO}_3}{15 \text{ mol HNO}_3} \rightarrow$$

$$\rightarrow x = 15 \text{ mol HNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2\text{O}_5}{2 \text{ mol HNO}_3} = 7,5 \text{ mol N}_2\text{O}_5$$

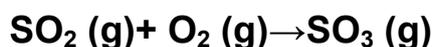
**c) ¿Qué masa de ácido nítrico se obtendrá a partir de 270 g de N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>?**

En este caso, realizamos el cálculo planteando la proporcionalidad a partir de la relación de estequiometría en masa:

$$\frac{108 \text{ g N}_2\text{O}_5}{270 \text{ g N}_2\text{O}_5} = \frac{126 \text{ g HNO}_3}{x} \rightarrow$$

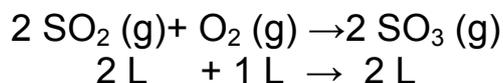
$$\rightarrow x = 270 \text{ g N}_2\text{O}_5 \cdot \frac{126 \text{ g HNO}_3}{108 \text{ g N}_2\text{O}_5} = 315 \text{ g HNO}_3$$

**30. El dióxido de azufre (SO<sub>2</sub>) reacciona con el oxígeno (O<sub>2</sub>) y se transforma en trióxido de azufre (SO<sub>3</sub>) en presencia de pentaóxido de divanadio (V<sub>2</sub>O<sub>5</sub>) como catalizador:**



**a) Ajusta la ecuación química y calcula el volumen de oxígeno necesario para que reaccionen completamente 8,6 L de dióxido de azufre, medidos ambos en las mismas condiciones de presión y temperatura.**

La ecuación química ajustada, con su interpretación en términos de volúmenes, aplicando la ley de Gay-Lussac, será:



Al ser las tres sustancias gaseosas, y estar medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, se cumple que, por cada dos litros de dióxido de azufre que reaccionan, se consume un litro de oxígeno, y se producen dos litros de trióxido de azufre.

Aplicando la relación de estequiometría anterior, el volumen de oxígeno que reacciona con 8,6 L de  $\text{SO}_2$  es:

$$\frac{2 \text{ L SO}_2}{8,6 \text{ L SO}_2} = \frac{1 \text{ L O}_2}{x} \rightarrow x = 8,6 \text{ L SO}_2 \cdot \frac{1 \text{ L O}_2}{2 \text{ L SO}_2} = 4,3 \text{ L O}_2$$

**b) ¿Qué volumen de trióxido de azufre se obtendrá en las condiciones anteriores?**

En el caso del trióxido de azufre, se obtiene, en volumen, la misma cantidad de gas de la que partimos como dióxido de azufre, en las mismas condiciones de presión y temperatura, es decir, 8,6 L. No obstante, podemos plantear también el cálculo con la relación de estequiometría:

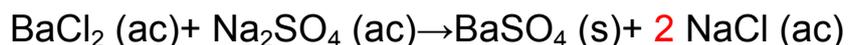
$$\frac{2 \text{ L SO}_2}{8,6 \text{ L SO}_2} = \frac{2 \text{ L SO}_3}{x} \rightarrow x = 8,6 \text{ L SO}_2 \cdot \frac{2 \text{ L SO}_3}{2 \text{ L SO}_2}$$

$$x = 8,6 \text{ L SO}_3$$

**33. Al mezclar en un recipiente 0,5 g de cloruro de bario ( $\text{BaCl}_2$ ) en disolución acuosa con 1 g de sulfato de sodio ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ), también en disolución, surge un precipitado sólido de sulfato de bario ( $\text{BaSO}_4$ ) y cloruro de sodio ( $\text{NaCl}$ ), que queda en disolución.**

**a) Escribe la ecuación química del proceso y ajústala.**

La ecuación química correspondiente a este proceso, una vez ajustada, es:



**b) Detalla las relaciones de estequiometría molar y en masa para esta reacción.**

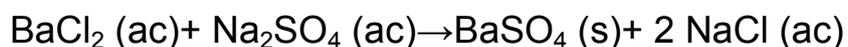
La relación de estequiometría molar se plantea a partir de los coeficientes estequiométricos, mientras que para obtener la relación de estequiometría en masa, se calcula la masa molar de cada sustancia, y se multiplica por el correspondiente coeficiente estequiométrico.

$$m(\text{BaCl}_2) = 1 \text{ mol} \cdot 208,3 \text{ g/mol} = 208,3 \text{ g.}$$

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ mol} \cdot 142 \text{ g/mol} = 142 \text{ g.}$$

$$m(\text{BaSO}_4) = 1 \text{ mol} \cdot 233,3 \text{ g/mol} = 233,3 \text{ g.}$$

$$m(\text{NaCl}) = 2 \text{ mol} \cdot 58,5 \text{ g/mol} = 117 \text{ g.}$$



$$1 \text{ mol} + 1 \text{ mol} \rightarrow 1 \text{ mol} + 2 \text{ mol}$$

$$208,3 \text{ g} + 142 \text{ g} \rightarrow 233,3 \text{ g} + 117 \text{ g}$$

Se cumple que la **masa de reactivos** ( $208,3 \text{ g} + 142 \text{ g} = 350,3 \text{ g}$ ) es igual a la **masa de productos** ( $233,3 \text{ g} + 117 \text{ g} = 350,3 \text{ g}$ ).

**c) Calcula cuál es el reactivo limitante y la cantidad de BaSO<sub>4</sub> que se formará.**

Al mezclar 0,5 g de BaCl<sub>2</sub> con 1 g de Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, puede ocurrir que de alguno de estos reactivos sobre algo al consumirse antes el otro reactivo (limitante). Para calcular cual es el reactivo limitante, basta con realizar el cálculo, basándonos en la relación de estequiometría, de la cantidad de Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> que se requiere para que reaccionen completamente los 0,5 g de BaCl<sub>2</sub>:

$$\frac{208,3 \text{ g BaCl}_2}{0,5 \text{ g BaCl}_2} = \frac{142 \text{ g Na}_2\text{SO}_4}{x} \rightarrow$$

$$\rightarrow x = 0,5 \text{ g BaCl}_2 \cdot \frac{142 \text{ g Na}_2\text{SO}_4}{208,3 \text{ g BaCl}_2} = 0,34 \text{ g Na}_2\text{SO}_4$$

Se requieren 0,34 g de sulfato de sodio para que reaccionen completamente los 0,5 g cloruro de bario, y como en realidad se ha añadido 1 g de sulfato de sodio,

no solo habrá cantidad suficiente para reaccionar con todo el cloruro de bario, sino que además quedará una parte sin reaccionar:

$$\text{Na}_2\text{SO}_4 \text{ sobrante} = \text{Na}_2\text{SO}_4 \text{ inicial} - \text{Na}_2\text{SO}_4 \text{ que reacciona} = 1 \text{ g} - 0,34 \text{ g} = 0,66 \text{ g Na}_2\text{SO}_4$$

El **reactivo limitante es el cloruro de bario (BaCl<sub>2</sub>)**, y es el que tomaremos como referencia, junto con la relación de estequiometría, para calcular la cantidad de productos que se obtiene:

$$\frac{208,3 \text{ g BaCl}_2}{0,5 \text{ g BaCl}_2} = \frac{233,3 \text{ g BaSO}_4}{x} \rightarrow$$

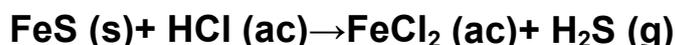
$$\rightarrow x = 0,5 \text{ g BaCl}_2 \cdot \frac{233,3 \text{ g BaSO}_4}{208,3 \text{ g BaCl}_2} = 0,56 \text{ g BaSO}_4$$

$$\frac{208,3 \text{ g BaCl}_2}{0,5 \text{ g BaCl}_2} = \frac{117 \text{ g NaCl}}{x} \rightarrow$$

$$\rightarrow x = 0,5 \text{ g BaCl}_2 \cdot \frac{117 \text{ g NaCl}}{208,3 \text{ g BaCl}_2} = 0,28 \text{ g NaCl}$$

Tras la reacción, se habrán consumido completamente los 0,5 g de BaCl<sub>2</sub>, y 0,34 g de Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (de 1 g que se colocó inicialmente). Se **obtendrán 0,56 g de BaSO<sub>4</sub>** junto con **0,28 g de NaCl**, y **sobrarán** sin reaccionar **0,66 g de Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>**.

**34. El ácido sulfhídrico (H<sub>2</sub>S) se puede obtener a partir de la reacción entre un sulfuro metálico, como puede ser el sulfuro de hierro (II) (FeS), y el ácido clorhídrico (HCl):**



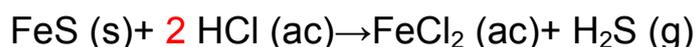
**a) Ajusta la ecuación química correspondiente a este proceso y escribe sus relaciones de estequiometría.**

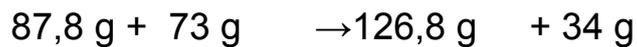
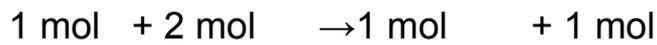
**b) Calcula la cantidad de ácido sulfhídrico que se obtendrá si se hacen reaccionar 175,6 g de sulfuro de hierro (II) con 54,8 g de ácido clorhídrico.**

**c) ¿Se encuentra alguno de los reactivos en exceso?**

**Si es así, calcula la cantidad que sobrará tras la reacción.**

**a) La ecuación química ajustada, junto con las relaciones de estequiometría, será:**





**b) y c)** Antes de proceder con el cálculo de la cantidad de ácido sulfhídrico ( $\text{H}_2\text{S}$ ) que se obtendrá, hemos de determinar cual de los dos reactivos es el limitante, es decir, el que se consume por completo. Para ello, comenzaremos calculando la cantidad de ácido clorhídrico ( $\text{HCl}$ ) necesario para que se consuman completamente los 175,6 g de sulfuro de hierro ( $\text{FeS}$ ) mezclados inicialmente:

$$\frac{87,8 \text{ g FeS}}{175,6 \text{ g FeS}} = \frac{73 \text{ g HCl}}{x} \rightarrow$$

$$\rightarrow x = 175,6 \text{ g FeS} \cdot \frac{73 \text{ g HCl}}{87,8 \text{ g FeS}} = 146 \text{ g HCl}$$

Se requieren 146 g de  $\text{HCl}$  para que reaccione completamente el sulfuro de hierro ( $\text{FeS}$ ), y se añadió una cantidad inferior, es decir, se colocaron inicialmente 54,8 g de  $\text{HCl}$ , por que lo está en una proporción inferior a la necesaria, y será el **reactivo limitante**, es decir, el primero que se agota. Por tanto, los cálculos debemos referirlos a esta sustancia,  $\text{HCl}$ , y comenzamos por averiguar la cantidad de sulfuro de hierro ( $\text{FeS}$ ) que reaccionará con los 54,8 g de  $\text{HCl}$  añadidos inicialmente:

$$\frac{87,8 \text{ g FeS}}{x} = \frac{73 \text{ g HCl}}{54,8 \text{ g HCl}} \rightarrow$$

$$\rightarrow x = 54,8 \text{ g HCl} \cdot \frac{87,8 \text{ g FeS}}{73 \text{ g HCl}} = 65,9 \text{ g FeS}$$

Reaccionarán 65,9 g de  $\text{FeS}$ , y sobrarán **sin reaccionar**:

$$\text{FeS}_{\text{sobrante}} = \text{FeS}_{\text{inicial}} - \text{FeS}_{\text{que reacciona}} = 175,6 \text{ g} - 65,9 \text{ g} = 109,7 \text{ g FeS}$$

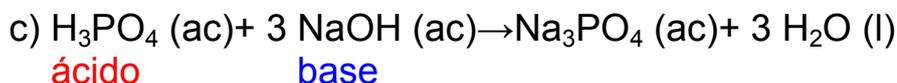
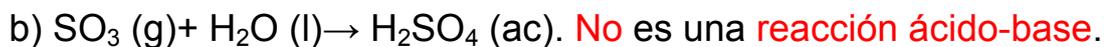
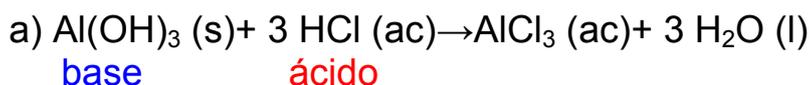
Tomando como referencia el reactivo limitante ( $\text{HCl}$ ), calculamos la cantidad de ácido sulfhídrico ( $\text{H}_2\text{S}$ ) que se obtendrá:

$$\frac{73 \text{ g HCl}}{54,8 \text{ g HCl}} = \frac{34 \text{ g H}_2\text{S}}{x} \rightarrow$$

$$\rightarrow x = 54,8 \text{ g HCl} \cdot \frac{34 \text{ g H}_2\text{S}}{73 \text{ g HCl}} = 25,5 \text{ g H}_2\text{S}$$

En definitiva, al mezclar 175,6 g de FeS con 54,8 g de HCl, se **obtienen 25,5 g de H<sub>2</sub>S**, y **sobran 109,7 g de FeS** sin reaccionar.

**38. Indica cuáles de las siguientes reacciones corresponden a una neutralización ácido-base, e identifica qué reactivo es el ácido y cuál la base:**



**40. Explica la diferencia entre:**

**a) Oxidación y reducción.**

**Oxidación** es el proceso en el cual se **pierden electrones**, mientras que **reducción** es un proceso en el que una sustancia **gana electrones**.

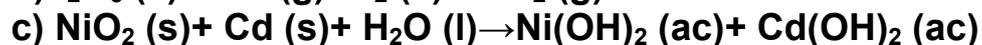
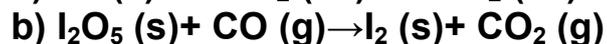
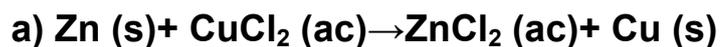
**b) Oxidante y reductor.**

**Oxidante** es la sustancia que gana electrones (se reduce), mientras que **reductor** es la sustancia que pierde los electrones (se oxida).

**c) Oxidante y oxidación.**

El **oxidante** es la **sustancia** que **gana electrones** y **se reduce**, mientras que **oxidación** es el **proceso** que sufre la **sustancia** que **cede los electrones**, es decir, la que los **pierde** y **se oxida**.

41. Las siguientes ecuaciones químicas sin ajustar representan procesos redox. Identifica el oxidante y el reductor en cada caso:



Calculando los números de oxidación de cada elemento para cada sustancia en reactivos y productos, designaremos como oxidante la sustancia que se reduce, y por tanto, su número de oxidación disminuye, y reductor la sustancia que se oxida, aumentando su número de oxidación.

a) **Oxidante:**  $\text{CuCl}_2$  (el Cu cambia su n°. de oxidación de +2 a 0). **Reductor:**  $\text{Zn}$  (cambia su n° de oxidación de 0 a +2).

b) **Oxidante:**  $\text{I}_2\text{O}_5$  (el I cambia su n°. de oxidación de +5 a 0). **Reductor:**  $\text{CO}$  (el C cambia su n° de oxidación de +2 a +4).

c) **Oxidante:**  $\text{NiO}_2$  (el Ni cambia su n° de oxidación de +4 a +2). **Reductor:**  $\text{Cd}$  (cambia su n° de oxidación de 0 a +2).