

Solución Actividades Tema 3 LAS REACCIONES QUÍMICAS. REACCIONES ÁCIDO–BASE Y REDOX

Pág. 48	nº <u>2</u>
Pág. 50	nº <u>4</u>
Pág. 51	nº <u>7</u>
Pág. 52	nº <u>9</u>
Pág. 53	nº 10
Pág. 54	nº 11 y <u>12</u>
Pág. 55	nº 14 y <u>15</u>
Pág. 57	nº <u>17</u>
Pág. 58	nº <u>19</u>
Pág. 59	nº <u>20</u>
Pág. 60	nº <u>21</u>
Pág. 61	nº <u>24</u>
Pág. 63	nº 26 y <u>27</u>

PRACTICA

Pág. 65	nº 36, 40, <u>41</u> , <u>42</u> y <u>43</u>
Pág. 66	nº <u>46</u> , 48, 49, <u>53</u> y <u>55</u>
Pág. 67	nº <u>56</u> , 60, <u>61</u> , <u>62</u> y <u>63</u>

APLICA LO APRENDIDO

Pág. 67	nº <u>64</u>
---------	--------------

En clase se corregirán preferentemente las actividades subrayadas y en negrita.

Actividades Unidad

2. Busca información en Internet sobre la composición química de la roca caliza, y sobre la reacción química que se produce cuando se calienta este material en un horno a alta temperatura. ¿De qué tipo de reacción química se trata? ¿Qué interés tiene la obtención de cal viva a partir de la roca caliza?

La roca caliza está compuesta, principalmente, por carbonato de calcio (CaCO_3). Al someterla a un proceso de calentamiento a alta temperatura, el carbonato de calcio se descompone, transformándose en óxido de calcio (CaO) con desprendimiento de dióxido de carbono (CO_2), por tanto, se trata de una **reacción de descomposición**. Este óxido de calcio recibe también el nombre de cal viva, y cuando se pone en contacto con el agua, se transforma en cal apagada (hidróxido de calcio, Ca(OH)_2), un compuesto químico muy utilizado tradicionalmente para múltiples usos:

- **Metalúrgica:** En la producción de magnesio.
- **Química:** En mezclas de pesticidas.
- **Edificación:** En **morteros de cal**, encalados, pinturas, etc.

4. Contesta a las siguientes cuestiones:

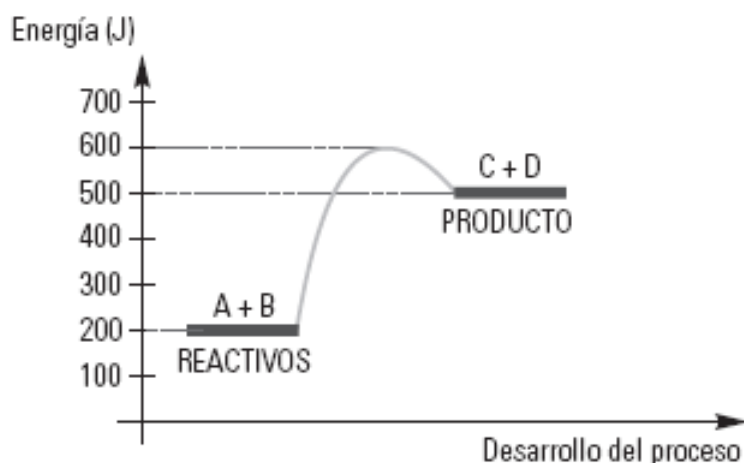
a) ¿Qué se entiende, según la teoría de las colisiones, por choque eficaz? Un choque eficaz es aquel que da lugar a los productos de la reacción a partir de los reactivos.

b) ¿Por qué se ha de producir un choque eficaz para que tenga lugar la reordenación de los átomos que da lugar a los productos? Si el choque no se produce en las condiciones adecuadas de *orientación* y *energía suficiente*, no da lugar a la **ruptura** de los **enlaces** en los **reactivos** para **formar** los nuevos enlaces que originan los **productos**.

c) ¿Son eficaces todos los choques entre las partículas que forman los reactivos? No, solo son eficaces aquellos que cumplan ciertas condiciones.

d) ¿Qué debe ocurrir para que un choque sea eficaz? La condición para que un choque sea eficaz es que las moléculas, al impactar, tengan energía suficiente y la orientación adecuada.

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, la diferencia entre la que tienen los productos (500 kJ) y la que tenían los reactivos (200 kJ).

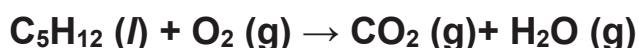
c) **¿Cuánto vale la energía de activación en este caso?** La energía de activación se mide en el máximo de la curva con respecto a la energía de los reactivos. Por tanto, es de 400 kJ con respecto a la energía de los reactivos.

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.

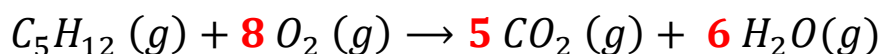
Si se combinan 31 g de fósforo y 24 g de oxígeno, la ley de conservación de la masa exige que se formen 55 g de trióxido de difósforo. De ahí obtenemos una primera proporción y, a partir de ella, todas cuantas queramos. Por ejemplo:

31 g de fósforo + 24 g de oxígeno \rightarrow 55 g de trióxido de difósforo
62 g de fósforo + 48 g de oxígeno \rightarrow 110 g de trióxido de difósforo
93 g de fósforo + 72 g de oxígeno \rightarrow 165 g de trióxido de difósforo

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



La ecuación química ajustada sería:



La ecuación nos indica que por **cada molécula** de **pentano** que reacciona con **8** moléculas de **oxígeno** se forman **5** moléculas de **dióxido de carbono** y **6** moléculas de **agua**.

11. El sulfuro de calcio (CaS) es una sal binaria que se obtiene calentando el yeso con carbón.

a) Calcula la masa molecular y la masa molar del sulfuro de calcio. Interpreta los valores.

b) ¿Cuántas moléculas hay en un recipiente que contiene 3,5 moles de esta sal?

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

d) ¿Qué masa equivale a 4 moles de sulfuro de calcio? ¿Cuántas moléculas contiene?

a) Teniendo en cuenta que las masas atómicas del azufre y del calcio son 32,1 u y 40,1 u, respectivamente, la masa molecular o masa fórmula del sulfuro de calcio es:

$$M_{CaS} = 32,1 u + 40,1 u = 72,2 u,$$

por tanto, la masa molar de este compuesto es $M_{mol CaS} = 72,2 \text{ g/mol}$, lo que significa que la masa de 1 mol de sulfuro de calcio es 72,2 g.

b) En el recipiente habrá:

$$\begin{aligned} N^{\circ}_{moléculas} &= 3,5 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas/mol} = \\ &= 2,1 \cdot 10^{24} \text{ moléculas} \end{aligned}$$

c) Utilizamos el dato de la masa molar:

$$m = n \cdot M = 3,5 \text{ mol} \cdot 72,2 \text{ g/mol} = 252,7 \text{ g}$$

d) Realizamos los cálculos necesarios:

$$m = n \cdot M = 4 \text{ mol} \cdot 72,2 \text{ g/mol} = 288,8 \text{ g}$$

$$\begin{aligned} N^{\circ}_{moléculas} &= 4 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas/mol} = \\ &= 2,41 \cdot 10^{24} \text{ moléculas} \end{aligned}$$

12. En un recipiente hay 72,5 g de una sustancia A, cuya masa molar es de 29 g/mol. Justifica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) En el recipiente hay 3 moles de A. **No es correcto**, pues hay

$$n = 72,5 \text{ g} / 29 \text{ g/mol} = 2,5 \text{ mol de esta sustancia.}$$

b) La masa de un mol de A es de 72,5 g. **No es correcto**. La masa de 1 mol de esta sustancia es de 29 g, conforme indica su masa molar.

c) Hay $1,5055 \cdot 10^{24}$ partículas de A en el recipiente. Los 2,5 mol de esta sustancia que hay en el recipiente equivalen a:

$$\begin{aligned} N_{\text{moléculas}}^{\circ} &= 2,5 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas/mol} = \\ &= 1,5055 \cdot 10^{24} \text{ moléculas,} \end{aligned}$$

por lo que es **correcto**.

d) La masa de un mol de A es 2,5 g. **No es correcto**. La masa de 1 mol de A es de 29 g, tal y como indica su masa molar.

14. Calcula la molaridad de las siguientes disoluciones. Para obtener la masa molar, busca los datos necesarios en la tabla periódica:

- a) 75 g de cloruro de sodio (NaCl) en 4 L de agua.
- b) 4 kg de carbonato de sodio (Na_2CO_3) en 1 m^3 de agua.
- c) 300 mg de fluoruro de litio (LiF) en 100 mL de agua.
- d) 35 g de nitrato de sodio (NaNO_3) en 500 mL de agua.

a) Masa molar del cloruro de sodio: $M = 58,5 \text{ g/mol}$.
El número de moles de soluto es:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{75 \text{ g}}{58,5 \text{ g/mol}} = 1,28 \text{ mol}$$

Suponiendo que el volumen final de disolución es de 4 L:

$$\text{Molaridad} = \frac{n_s}{V_D} = \frac{1,28 \text{ mol}}{4 \text{ L}} = 0,32 \text{ mol/L}$$

b) Masa molar del carbonato de sodio: $M = 106 \text{ g/mol}$.
El número de moles de soluto es:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{4000 \text{ g}}{106 \text{ g/mol}} = 37,7 \text{ mol}$$

Suponiendo que el volumen final de disolución es de $1 \text{ m}^3 = 1\,000 \text{ L}$:

$$\text{Molaridad} = \frac{n_s}{V_D} = \frac{37,7 \text{ mol}}{1000 \text{ L}} = 0,0377 \text{ mol/L}$$

c) Masa molar del fluoruro de litio: $M = 25,9 \text{ g/mol}$.

El número de moles de soluto es:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{0,3 \text{ g}}{25,9 \text{ g/mol}} = 0,012 \text{ mol}$$

Suponiendo que el volumen final de disolución es de $0,1 \text{ L}$:

$$\text{Molaridad} = \frac{n_s}{V_D} = \frac{0,012 \text{ mol}}{0,1 \text{ L}} = 0,12 \text{ mol/L}$$

d) Masa molar del nitrato de sodio: $M = 85 \text{ g/mol}$.

El número de moles de soluto es:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{35 \text{ g}}{85 \text{ g/mol}} = 0,41 \text{ mol}$$

Suponiendo que el volumen final de disolución es de $0,5 \text{ L}$:

$$\text{Molaridad} = \frac{n_s}{V_D} = \frac{0,41 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 0,82 \text{ mol/L}$$

15. A partir de 100 mL de una disolución de concentración 3 mol/L se han obtenido, evaporando completamente el disolvente, 12,6 g de soluto.

- Interpreta la información que nos da la concentración de 3 mol/L.**
- ¿Cuántos moles de soluto había en la disolución?**
- ¿Cuántas partículas de soluto había disueltas?**
- ¿Cuál es la masa molar del soluto? Interpreta el valor calculado.**

a) Este dato de molaridad nos indica que hay 3 moles de soluto disuelto por cada litro de esta disolución.

b) Si el volumen de la disolución es de $100 \text{ mL} = 0,1 \text{ L}$, esta disolución contiene:

$$n_s = \text{Molaridad} \cdot V_D \Rightarrow$$

$$n_s = 3 \text{ mol/L} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,3 \text{ mol de soluto disuelto}$$

Habr :

$$\begin{aligned} N_{partículas}^{\circ} &= 0,3 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ partículas/mol} = \\ &= 1,8066 \cdot 10^{23} \text{ partículas.} \end{aligned}$$

c) La masa molar, a partir de estos datos es:

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow M = \frac{m}{n} = \frac{12,6 \text{ g}}{0,3 \text{ mol}} = 42 \text{ g/mol}$$

Un mol de esta sustancia tiene una masa de 42 g.

17. En la reacción de formación del amoníaco,   qué masa de hidrógeno se necesitará para producir 56 litros de amoníaco, medidos a 25  C y 2 atm de presión?

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

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

$$n = \frac{2 \text{ atm} \cdot 56 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L/K} \cdot \text{mol} \cdot 298,15 \text{ K}} = 4,58 \text{ mol}$$

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

$$\frac{3 \text{ mol } H_2}{2 \text{ mol } NH_3} = \frac{x \text{ mol } H_2}{4,58 \text{ mol } NH_3}$$

$$x \text{ mol } H_2 = \frac{3 \text{ mol } H_2 \cdot 4,58 \text{ mol } NH_3}{2 \text{ mol } NH_3} = 6,87 \text{ mol } H_2$$

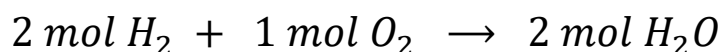
$$x \text{ mol } H_2 = 6,87 \text{ mol } H_2$$

y, a partir de esta cantidad, mediante la masa molar del hidrógeno (2 g/mol), la masa de hidrógeno que nos piden:

$$m = n \cdot M = 6,87 \text{ mol} \cdot 2 \text{ g/mol} = 13,74 \text{ g } H_2.$$

19. Deduce si, al mezclar 10 moles de hidrógeno (H_2) con 10 moles de oxígeno (O_2) para formar agua, alguno de los reactivos se encuentra en exceso. Halla la cantidad de agua que se formará una vez finalizada la reacción.

Partimos de la relación de estequiometría en moles para la formación del agua, que es:



Según esta relación, la proporción estequiométrica entre los moles de hidrógeno y oxígeno es de **2:1**. Como tenemos **10 moles de hidrógeno** y **10 moles de oxígeno**, el **hidrógeno** es el **reactivo limitante**, pues requiere solo **5 moles de oxígeno** para consumirse. En estas condiciones, se formarán **10 moles de agua** (los mismos que de hidrógeno) y **sobrarán 5 moles de oxígeno**.

20. Con un pehachímetro (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.

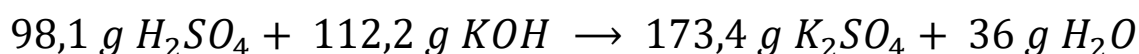
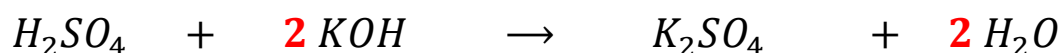
Ambas lociones son **ácidas**, pues tienen **pH inferior a 7**. Se trata de **ácidos débiles**, pues sus pHs **no se alejan** mucho de 7.

El carácter ácido **augmenta** a medida que **disminuye** el pH.

En consecuencia, la **loción B** es **más ácida**.

21. Para neutralizar una cantidad desconocida de ácido sulfúrico, hemos necesitado 38 g de hidróxido de potasio. Utiliza la relación de estequiometría en masa correspondiente a la reacción de neutralización para calcular la cantidad de ácido.

La relación estequiométrica en masa para esta reacción de neutralización es la siguiente:



Con esta relación, calculamos la cantidad de ácido correspondiente a los 38 g de base, haciendo uso de la proporcionalidad correspondiente:

$$\frac{112,2 \text{ g KOH}}{98,1 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = \frac{38 \text{ g KOH}}{x \text{ g H}_2\text{SO}_4}$$

$$x \text{ g H}_2\text{SO}_4 = \frac{98,1 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \cdot 38 \text{ g KOH}}{112,2 \text{ g KOH}} = 33,2 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

$$x \text{ g H}_2\text{SO}_4 = 33,2 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

24. En la reacción redox $\text{C (s)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{CO}_2 \text{ (g)}$, justifica qué elemento es el oxidante y cuál el reductor, considerando sus números de oxidación antes y después del proceso.

En este proceso, el **carbono (C)** tiene número de oxidación **0** en los reactivos, y **+4** en el dióxido de carbono (CO_2) en los productos, por lo que ha **perdido electrones**, y se ha **oxidado**. En cambio, el **oxígeno**, que en reactivos (O_2) tiene número de oxidación **0**, en el producto (CO_2) tiene número de oxidación **-2**, por lo que ha **ganado electrones**, y se ha **reducido**. El **carbono** es el **reductor** y el **oxígeno** el **oxidante**.

26. ¿Cuál es la diferencia fundamental entre una pila y una batería?

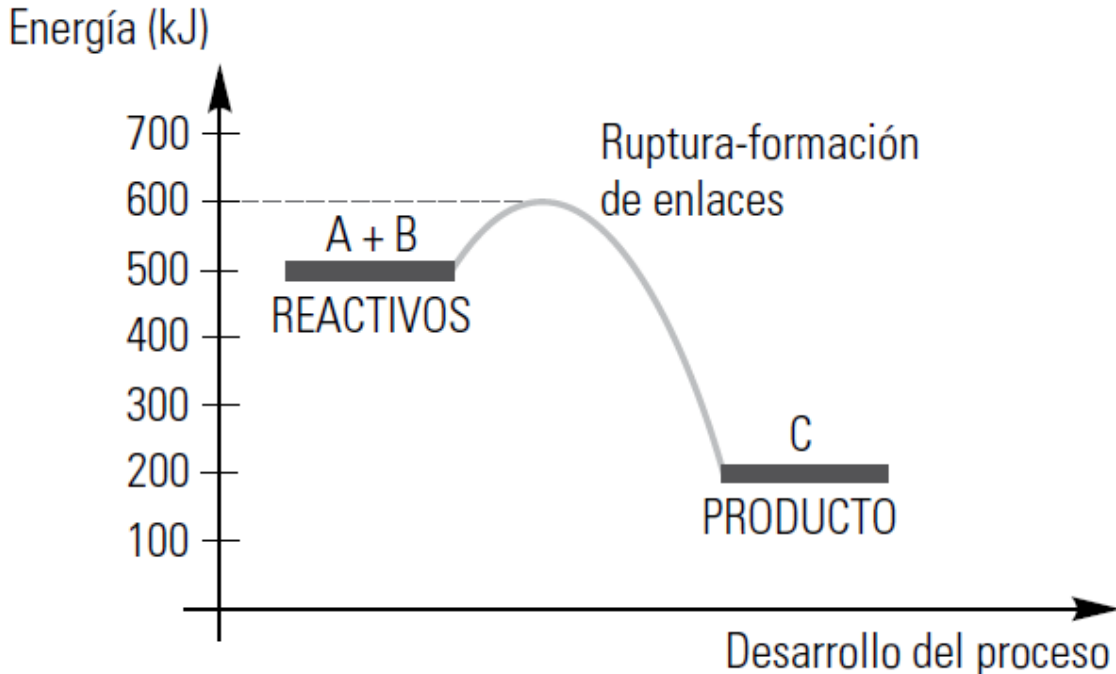
La diferencia radica, sobre todo, en que las **baterías se pueden recargar**, es decir, se pueden regenerar los reactivos iniciales aplicando una corriente eléctrica. Las **pilas**, por el contrario, se agotan cuando los reactivos se consumen, **sin posibilidad de regenerarlos**.

27. El cátodo es el polo positivo de la pila, es decir, el polo del que parte la corriente y, por lo tanto, por el que entran los electrones. ¿Esto concuerda con el hecho de que en el cátodo ocurre un proceso de reducción?

Sí, está de acuerdo. La **reducción** consiste en una **ganancia de electrones** por parte de la sustancia que se reduce (el **oxidante**), por lo tanto, los **electrones que entran** por este polo de la pila son los que **se ganan** en la **reducción**.

PRACTICA

36. 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?

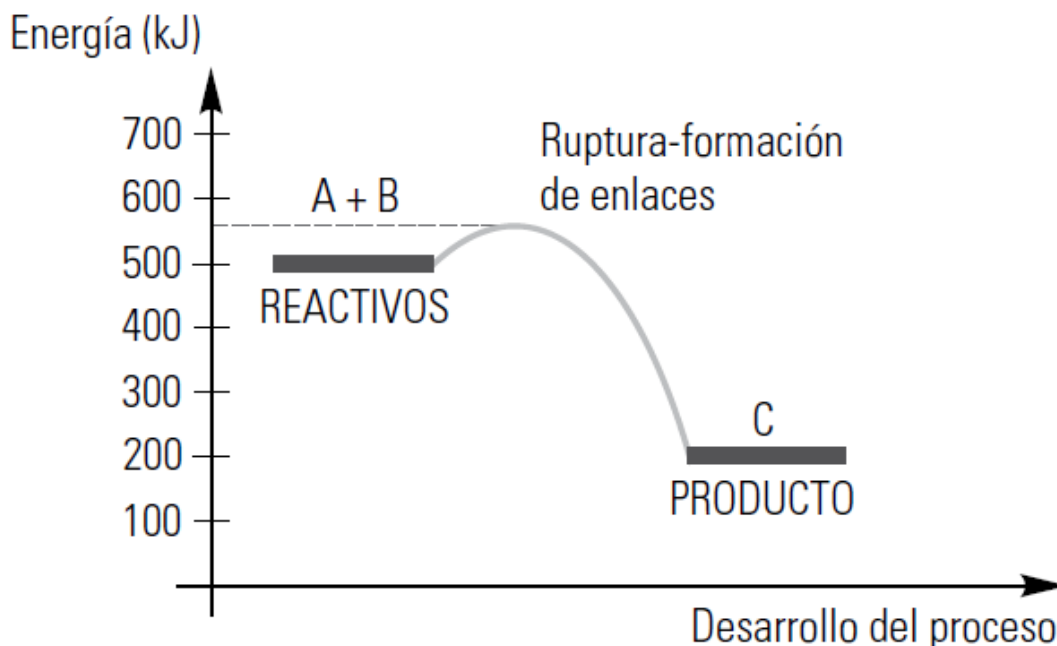
Es una reacción exotérmica, ya que la energía de los productos es inferior a la de los reactivos, lo que significa que se libera energía.

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? ¿Cómo sería este diagrama si 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. El nuevo diagrama cuando añadimos el catalizador sería:



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

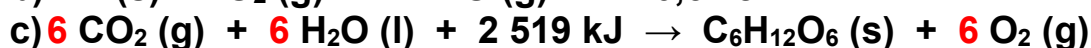
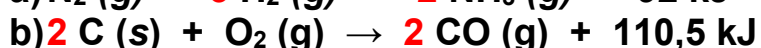
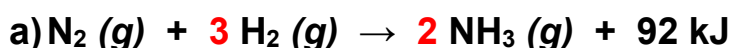
a) ¿Qué datos proporciona? ¿Qué diferencia fundamental existe entre una ecuación química ajustada y otra que no lo esté? Nos indica las sustancias que participan en el proceso, es decir, cuáles son los reactivos y los productos de la reacción.

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.

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

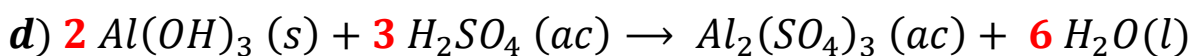
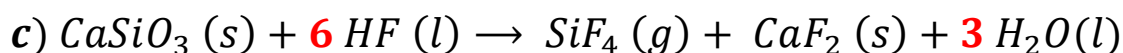
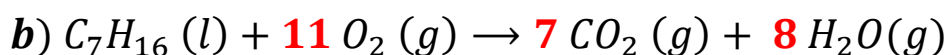
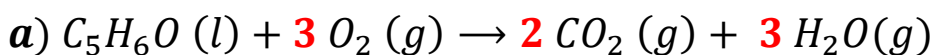
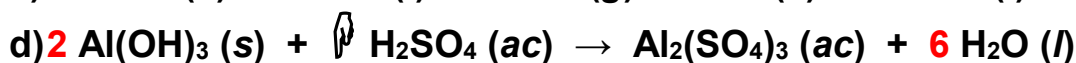
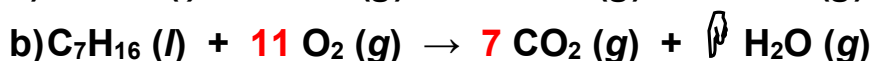
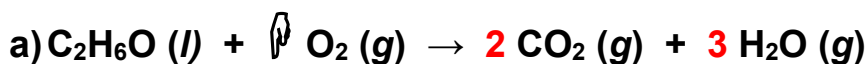


Es un **proceso endotérmico** el c), dado que en los **reactivos** aparece

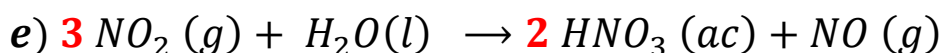
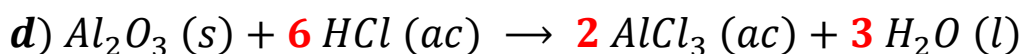
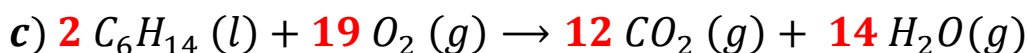
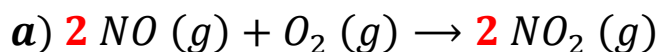
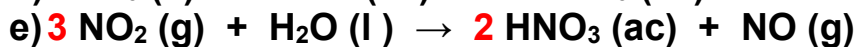
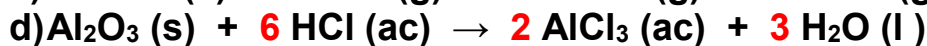
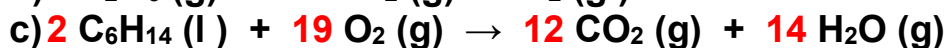
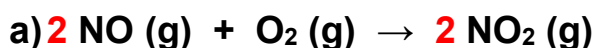
indicada la **energía absorbida** durante la reacción, expresada en kilojulios.

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.

42. Completa el ajuste de estas ecuaciones químicas, sustituyendo los símbolos \square por los coeficientes estequiométricos que faltan:



43. Realiza el ajuste de estas ecuaciones químicas:



46. 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) 55 g de dihidruro de berilio, BeH_2 .
- b) 165 g de trióxido de difósforo, P_2O_3 .
- c) 119 g de nitrato de sodio, NaNO_3 .
- d) 34,26 g de dihidróxido de bario, $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

a) Dihidruro de berilio (BeH_2):

$$\text{Masa molecular} = 1 \cdot 9 \text{ u} + 2 \cdot 1 \text{ u} = 11 \text{ u}$$

$$\text{Masa molar} = 11 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{\text{Masa (g)}}{\text{Masa molar (g/mol)}} \Rightarrow n = \frac{m}{M} = \frac{55 \text{ g}}{11 \text{ g/mol}} = 5 \text{ mol BeH}_2$$

b) Trióxido de difósforo (P_2O_3):

$$\text{Masa molecular} = 2 \cdot 31 \text{ u} + 3 \cdot 16 \text{ u} = 110 \text{ u}$$

$$\text{Masa molar} = 110 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{\text{Masa (g)}}{\text{Masa molar (g/mol)}} \Rightarrow n = \frac{m}{M} = \frac{165 \text{ g}}{110 \text{ g/mol}} = 1,5 \text{ mol P}_2\text{O}_3$$

c) Nitrato de sodio (NaNO_3):

$$\text{Masa molecular} = 1 \cdot 23 \text{ u} + 1 \cdot 14 \text{ u} + 3 \cdot 16 \text{ u} = 85 \text{ u}$$

$$\text{Masa molar} = 85 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{\text{Masa (g)}}{\text{Masa molar (g/mol)}} \Rightarrow n = \frac{m}{M} = \frac{119 \text{ g}}{85 \text{ g/mol}} = 1,4 \text{ mol NaNO}_3$$

d) Dihidróxido de bario ($\text{Ba}(\text{OH})_2$):

$$\text{Masa molecular} = 1 \cdot 137,3 \text{ u} + 2 \cdot 16 \text{ u} + 2 \cdot 1 \text{ u} = 171,3 \text{ u}$$

$$\text{Masa molar} = 171,3 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{\text{Masa (g)}}{\text{Masa molar (g/mol)}} \Rightarrow n = \frac{m}{M} = \frac{34,26 \text{ g}}{171,3 \text{ g/mol}} = 0,2 \text{ mol Ba}(\text{OH})_2$$

48. 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.

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

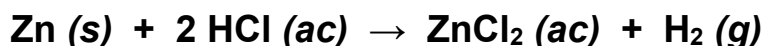
b) En 30 mL de una disolución de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) en agua hay disueltos 10 g de este compuesto.

Masa molar de la sacarosa = 342 g/mol.

$$n = \frac{m}{M} = \frac{10 \text{ g}}{342 \text{ g/mol}} = 0,03 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11}$$

$$\text{Molaridad} = \frac{n_{\text{soluta}}}{V_{\text{disolución}}} = \frac{0,03 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11}}{0,03 \text{ L}} = 1 \text{ mol/L}$$

49. La reacción entre el cinc (Zn) y el cloruro de hidrógeno (HCl) produce dicloruro de cinc ($ZnCl_2$) y desprende hidrógeno (H_2), de acuerdo con la siguiente ecuación:



a) Calcula la relación de estequiometría 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:

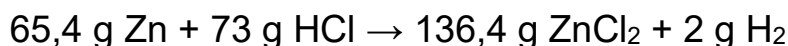
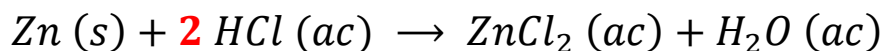
$$m (Zn) = 1 \text{ mol} \cdot 65,4 \text{ g/mol} = 65,4 \text{ g.}$$

$$m (HCl) = 2 \text{ mol} \cdot 36,5 \text{ g/mol} = 73 \text{ g.}$$

$$m (ZnCl_2) = 1 \text{ mol} \cdot 136,4 \text{ g/mol} = 136,4 \text{ g.}$$

$$m (H_2) = 1 \text{ mol} \cdot 2 \text{ g/mol} = 2 \text{ g.}$$

Por tanto, tendremos:



Se cumple que la **masa de reactivos** (65,4 g + 73 g = **138,4 g**) es igual a la **masa de productos** (136,4 g + 2 g = **138,4 g**).

b) ¿Qué cantidad de hidrógeno se obtendrá si reaccionan 438 g de ácido clorhídrico? Planteando las relaciones de proporcionalidad a partir de la estequiometría de la reacción, tenemos que se obtienen 12 g de hidrógeno:

$$\frac{73 \text{ g HCl}}{2 \text{ g H}_2} = \frac{438 \text{ g HCl}}{x \text{ g H}_2} \rightarrow x = \frac{2 \text{ g H}_2 \cdot 438 \text{ g HCl}}{73 \text{ g HCl}} = 12 \text{ g H}_2$$

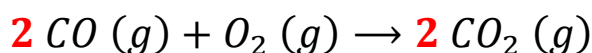
c) Si se hacen reaccionar completamente 98,1 g de cinc, ¿qué cantidad de ZnCl₂ se obtendrá tras la reacción? Al igual que en el caso anterior, planteamos la correspondiente relación de proporcionalidad:

$$\frac{65,4 \text{ g Zn}}{136,4 \text{ g ZnCl}_2} = \frac{98,1 \text{ g Zn}}{y \text{ g ZnCl}_2} \rightarrow$$

$$y = \frac{136,4 \text{ g ZnCl}_2 \cdot 98,1 \text{ g Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} = 204,6 \text{ g ZnCl}_2$$

53. En la reacción en fase gaseosa entre el monóxido de carbono (CO), y el oxígeno (O₂) para producir dióxido de carbono (CO₂), ¿qué volumen de este gas se obtendrá cuando reaccionen completamente 5 mol de monóxido de carbono, si el proceso se lleva a cabo a una temperatura de 300 °C y una presión de 1,5 atm?

La ecuación química ajustada de este proceso es:



De acuerdo con esto, comenzamos calculando el número de moles de dióxido de carbono que se obtienen a partir de 5 moles de monóxido de carbono:

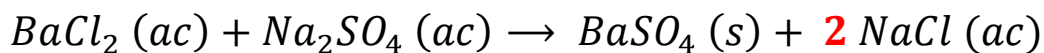
$$\frac{2 \text{ mol CO}}{2 \text{ mol CO}_2} = \frac{5 \text{ mol CO}}{x \text{ mol CO}_2} \rightarrow x = \frac{2 \text{ mol CO}_2 \cdot 5 \text{ mol CO}}{2 \text{ mol CO}} = 5 \text{ mol CO}_2$$

Ahora tendremos que calcular el volumen que ocupa el gas formado en las condiciones que nos indican. Teniendo en cuenta que 300 °C = 573,15 K y utilizando la ecuación de los gases ideales:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{5 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ (atm} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K)} \cdot 573,15 \text{ K}}{1,5 \text{ atm}} = 156,7 \text{ L}$$

55. Al mezclar en un recipiente 0,5 g de cloruro de bario (BaCl₂) en disolución acuosa con 1 g de sulfato de sodio (Na₂SO₄), también en disolución, se obtienen un precipitado sólido de sulfato de bario (BaSO₄) y cloruro de sodio (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:



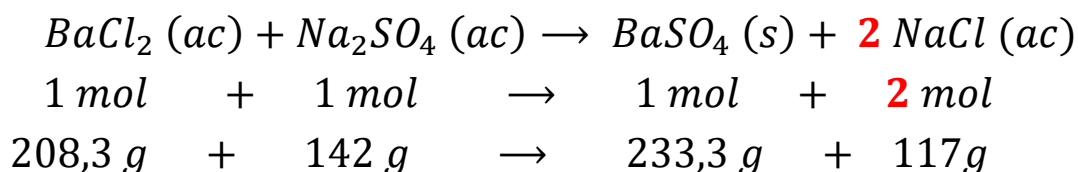
b) **Detalla las relaciones de estequiometría molar y en masa para esta reacción.** La relación de estequiometría molar se plantea a partir de los coeficientes estequiométricos, mientras que para obtener la relación de estequiometría en masa, se calcula la masa molar de cada sustancia, y se multiplica por el correspondiente coeficiente estequiométrico.

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

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

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

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



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

c) **Calcula cuál es el reactivo limitante y la cantidad de BaSO₄ que se formará.** Al mezclar 0,5 g de BaCl₂ con 1 g de Na₂SO₄, puede ocurrir que de alguno de estos reactivos sobre algo al consumirse antes el otro reactivo (limitante). Para calcular cuál es el reactivo limitante, basta con realizar el cálculo basándonos en la relación de estequiometría, de la cantidad de Na₂SO₄ que se requiere para que reaccionen completamente los 0,5 g de BaCl₂:

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

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

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_2), y es el que tomaremos como referencia, junto con la relación de estequiometría, para calcular la cantidad de productos que se obtiene:

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

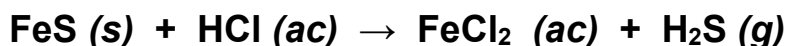
$$y = \frac{0,5 \text{ g BaCl}_2 \cdot 233,3 \text{ g BaSO}_4}{208,3 \text{ g BaCl}_2} = 0,56 \text{ BaSO}_4$$

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

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

Tras la reacción, se habrán consumido completamente los 0,5 g de BaCl_2 y 0,34 g de Na_2SO_4 (de 1 g que se colocó inicialmente). Se obtendrán 0,56 g de BaSO_4 junto con 0,28 g de NaCl , y sobrarán sin reaccionar 0,66 g de Na_2SO_4 .

56. El sulfuro de hidrógeno (H_2S) se puede obtener a partir de la reacción entre un sulfuro metálico, como puede ser el sulfuro de hierro (II) (FeS), y el cloruro de hidrógeno (HCl):

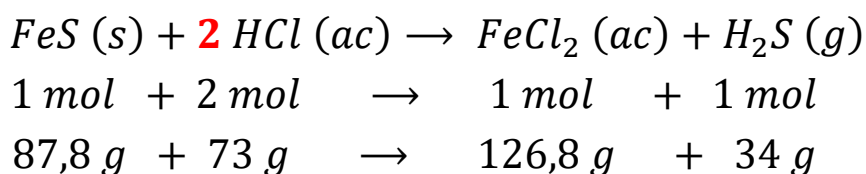


a) Ajusta la ecuación química correspondiente a este proceso y escribe sus relaciones de estequiometría.

b) Calcula la cantidad de 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 sobraré 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 (H_2S) que se obtendrá, debemos determinar cuál de los dos reactivos es el

limitante, es decir, el que se consume por completo. Para ello, comenzaremos calculando la cantidad de ácido clorhídrico (HCl) necesario para que se consuman completamente los 175,6 g de sulfuro de hierro (FeS) mezclados inicialmente:

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

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

Se requieren 146 g de HCl para que reaccione completamente el sulfuro de hierro (FeS), y se añadió una cantidad inferior, es decir, se colocaron inicialmente 54,8 g de HCl, por lo que 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, **HCl**, y comenzamos por averiguar la cantidad de sulfuro de hierro (FeS) que reaccionará con los 54,8 g de HCl añadidos inicialmente:

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

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

Reaccionarán 65,9 g de FeS, y sobrarán sin reaccionar:

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

Tomando como referencia el reactivo limitante (HCl), calculamos la cantidad de sulfuro de hidrógeno (H₂S) que se obtendrá:

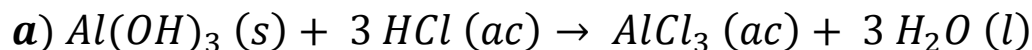
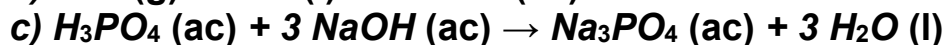
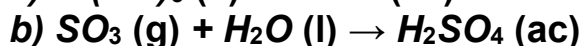
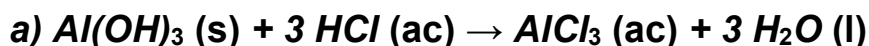
$$\frac{34 \text{ g H}_2\text{S}}{73 \text{ g HCl}} = \frac{x \text{ g H}_2\text{S}}{54,8 \text{ g HCl}} \rightarrow$$

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

En definitiva, al mezclar 175,6 g de FeS con 54,8 g de HCl, se consumen completamente los 54,8 g de HCl, quedan sin reaccionar 109,7 g de FeS y se obtienen 25,5 g de H₂S.

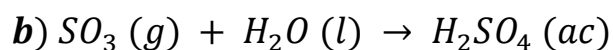
60. Indica cuáles de las siguientes reacciones corresponden a una neutralización ácido-base, e identifica qué reactivo es el ácido y cuál es

la base:

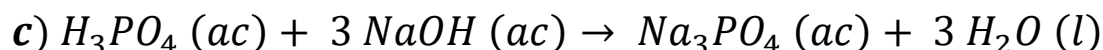


base

ácido



No es una reacción ácido – base

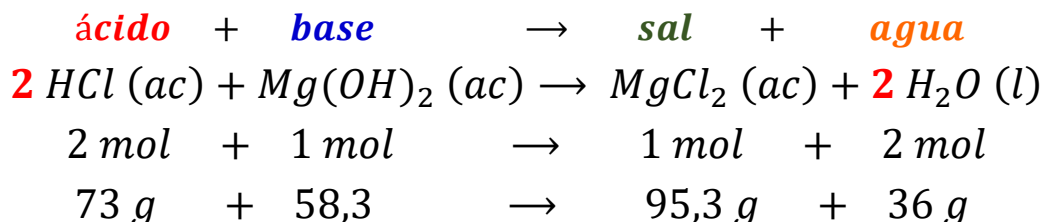


ácido

base

61. El ácido clorhídrico (HCl) reacciona con el hidróxido de magnesio (Mg(OH)₂).

a) Si mezclamos una disolución que contiene 3 moles de HCl con otra disolución que contiene 1 mol de Mg(OH)₂, ¿reaccionarán completamente o sobrará una parte de alguno de los reactivos? La reacción de neutralización, implica la formación de una sal y agua. Una vez ajustada, con sus relaciones de estequiometría, quedará así:



Por cada mol de base que reacciona, se consumen 2 moles de ácido. Como hemos añadido realmente 3 mol de **ácido**, éste se encontrará en **exceso**, de modo que reaccionarán solo 2 mol, y sobrará 1 mol de HCl sin reaccionar.

$$\frac{2 mol HCl}{1 mol Mg(OH)_2} = \frac{3 mol HCl}{x mol Mg(OH)_2} \rightarrow$$
$$x = \frac{3 mol HCl \cdot 1 mol Mg(OH)_2}{2 mol HCl} = 1,5 mol Mg(OH)_2$$

La **base**, es decir, el hidróxido de magnesio, Mg(OH)₂, es el **reactivo limitante**.

b) ¿Qué ocurrirá si mezclamos 14,6 g de ácido y 10 g de base? En este caso, realizamos el cálculo partiendo de la relación de estequiometría en masa de la cantidad de base que se requiere para que reaccionen completamente 14,6 g de ácido:

$$\frac{58,3 \text{ g } Mg(OH)_2}{73 \text{ g } HCl} = \frac{x \text{ } Mg(OH)_2}{14,6 \text{ g } HCl} \rightarrow$$

$$x = \frac{58,3 \text{ g } Mg(OH)_2 \cdot 14,6 \text{ g } HCl}{73 \text{ g } HCl} = 11,7 \text{ g } Mg(OH)_2$$

Para que reaccionen completamente los 14,6 g de HCl se requiere una cantidad de base superior a la añadida, es decir, 11,7 g frente a los 10 g añadidos inicialmente. Por tanto, la base –el hidróxido de magnesio– es el **reactivo limitante**, y debemos referir a él todos los cálculos. De momento, podemos calcular la cantidad de ácido que se consume, al reaccionar con los 10 g de base iniciales:

$$\frac{58,3 \text{ g } Mg(OH)_2}{73 \text{ g } HCl} = \frac{10 \text{ } Mg(OH)_2}{y \text{ g } HCl} \rightarrow$$

$$y = \frac{73 \text{ g } HCl \cdot 10 \text{ } Mg(OH)_2}{58,3 \text{ } Mg(OH)_2} = 12,5 \text{ g } HCl$$

Se consumen, pues, los 10 g de $Mg(OH)_2$, y 12,5 g de HCl, por lo que sobran 2,1 g de ácido que quedan sin reaccionar.

$$HCl_{\text{sobrante}} = HCl_{\text{inicial}} - HCl_{\text{que reacciona}} = 14,6 \text{ g} - 12,5 \text{ g} = 2,1 \text{ g } HCl$$

62. 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** (por tanto, se reduce), mientras que **reductor** es la **sustancia** que **pierde los electrones** (en consecuencia 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**.

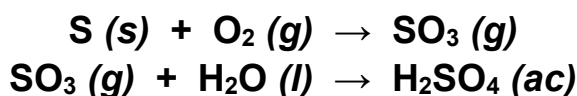
63. Las siguientes ecuaciones químicas representan procesos redox. Identifica el oxidante y el reductor.

- a) $\text{Zn (s)} + \text{CuCl}_2 \text{ (ac)} \rightarrow \text{ZnCl}_2 \text{ (ac)} + \text{Cu (s)}$
- b) $\text{I}_2\text{O}_5 \text{ (s)} + 5 \text{ CO (g)} \rightarrow \text{I}_2 \text{ (s)} + 5 \text{ CO}_2 \text{ (g)}$
- c) $4 \text{ FeS (s)} + 7 \text{ O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2 \text{ Fe}_2\text{O}_3 \text{ (s)} + 4 \text{ SO}_2 \text{ (g)}$
- d) $2 \text{ Na (s)} + 2 \text{ H}_2\text{O (l)} \rightarrow \text{H}_2 \text{ (g)} + 2 \text{ NaOH (ac)}$

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*, *umentando* su *número de oxidación*.

- a) **Oxidante** → CuCl_2 (el **Cu** cambia de +2 a 0).
Reductor → **Zn** (cambia de 0 a +2).
- b) **Oxidante** → I_2O_5 (el **I** cambia de +5 a 0).
Reductor → CO (el **C** cambia de +2 a +4).
- c) **Oxidante** → O_2 (el **O** cambia su n°. de oxidación de 0 a -2).
Reductor → FeS (el **Fe** cambia de +2 a +3, y el **S** de -2 a +4).
- d) **Oxidante** → H_2O (el **H** cambia de +1 a 0).
Reductor → **Na** (cambia de +0 a +1).

64. El ácido sulfúrico (H_2SO_4) es una materia prima muy importante, pues se requiere para poder llevar a cabo numerosos procesos industriales. Químicamente, este ácido se obtiene mediante un proceso de varias etapas, que comienza quemando azufre en presencia de oxígeno (O_2) para producir dióxido de azufre (SO_2), el cual, por acción de un catalizador, es oxidado a trióxido de azufre (SO_3). Finalmente, este trióxido de azufre se hace reaccionar con agua para producir el ácido sulfúrico. De forma simplificada, el proceso puede resumirse del siguiente modo:

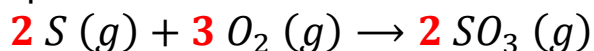


- a) Ajusta estas ecuaciones químicas, e indica cuál de ellas corresponde a un proceso redox, identificando, en su caso, el reactivo que actúa como oxidante y el reductor.
- b) Calcula la masa molar de cada una de las sustancias que aparecen en las reacciones anteriores.
- c) Calcula, a partir de la relación de estequiometría en masa, la cantidad de trióxido de azufre que se obtendrá al quemar completamente 25 g de azufre.
- d) Si este trióxido de azufre reacciona completamente con 5 L de agua de acuerdo con la ecuación química indicada, ¿qué cantidad de ácido sulfúrico podremos obtener?

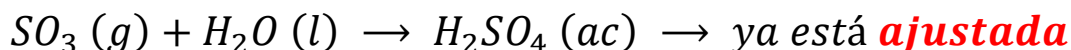
e) ¿Cuál será la concentración molar de la disolución de ácido sulfúrico que se ha obtenido en esta última fase del proceso, a partir de los 5 litros de agua? Suponemos que el volumen final es de 5 L.

f) ¿Cómo deberías corregir tus cálculos, si suponemos que el proceso tiene un rendimiento del 85 %?

a) El ajuste de la primera ecuación es:



La segunda ecuación

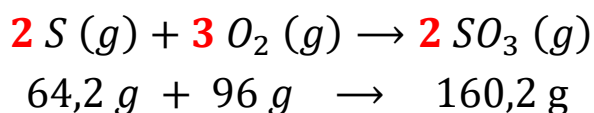


De ambas, la que corresponde a un proceso redox es la primera, en la que el **azufre (S)**, con número de oxidación 0 pasa a transformarse en trióxido de azufre (SO₃), en el cual su número de oxidación es +6, por lo que se ha **oxidado**, y es el **reductor**. El **oxígeno (O₂)**, en consecuencia, es el **oxidante**, porque ha pasado de número de oxidación 0 a número de oxidación -2 y, en consecuencia, se ha **reducido**.

b) La masa molar de cada una de las sustancias que aparecen es:

Sustancia	Masa molar (M_{molar})
Azufre (S)	32,1 g/mol
Oxígeno (O ₂)	32 g/mol
Trióxido de azufre (SO ₃)	80,1 g/mol
Agua (H ₂ O)	18 g/mol
Ácido sulfúrico (H ₂ SO ₄)	98 g/mol

c) La relación de estequiometría en masa es:

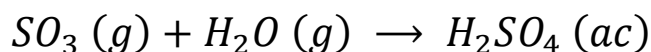


Aplicando el factor de proporcionalidad, a partir de 25 g de azufre (S) se obtendrán **62,38 g de SO₃**.

$$\frac{64,2 g S}{160,2 g SO_3} = \frac{25 g S}{x g SO_3} \Rightarrow x = \frac{160,2 g SO_3 \cdot 25 g S}{64,2 g S} = 62,38 g SO_3 \Rightarrow$$

$$x = 62,38 g SO_3$$

d) En la reacción del trióxido de azufre con el agua, la relación de estequiometría en masa es:



$$80,1 g + 18 g \rightarrow 98,1 g$$

Por tanto, considerando que el agua está en exceso, y tomando como referencia la cantidad de SO_3 que ha reaccionado (62,38 g), podemos decir que se formarán **76,40 g de ácido sulfúrico**.

$$\frac{98,1 g H_2SO_4}{80,1 g SO_3} = \frac{x g H_2SO_4}{62,38 g SO_3} \Rightarrow x = \frac{98,1 g H_2SO_4 \cdot 62,38 g SO_3}{80,1 g SO_3} \Rightarrow$$

$$x = 76,40 g H_2SO_4$$

e) Como la masa molar del ácido sulfúrico es 98,1 g/mol, la cantidad obtenida de este compuesto corresponde a **0,78 mol**. Como el volumen de disolución es de 5 litros, la concentración molar resultante es **0,156 mol/L**.

$$n = \frac{m}{M_{H_2SO_4}} \Rightarrow n = \frac{76,40 g H_2SO_4}{98,1 g/mol} = 0,78 mol H_2SO_4$$

$$Molaridad = \frac{n_{soluta}}{V_{disolución}} \Rightarrow$$

$$Molaridad = \frac{0,78 mol H_2SO_4}{5 L} = 0,156 mol/L$$

f) Finalmente, si el rendimiento del proceso es del 85 %, los cálculos deberán revisarse del siguiente modo:

- De SO_3 se obtienen: $62,38 g \cdot \frac{85}{100} = 53,02 g de SO_3$.
- De H_2SO_4 se forman: $76,40 g \cdot \frac{85}{100} = 64,94 g de H_2SO_4$.
- El número de moles de H_2SO_4 es: $0,78 mol H_2SO_4 \cdot \frac{85}{100} = 0,66 mol H_2SO_4$.
- La disolución resultante tiene una molaridad de

$$Molaridad = 0,156 \frac{mol}{L} \cdot \left(\frac{85}{100}\right) = 0,132 mol/L$$