

UNIDAD 6: LAS REACCIONES QUÍMICAS

CUESTIONES INICIALES-ACTIVIDADES PÁG. 129

1. En la siguiente lista de diez fórmulas hay tres incorrectas: CsCl, PH₄, HNO₃, Pt(NO₂)₂, Na₂S₂O₃, Li₂O₂, Ba(OH)₂, AlO₂, Na₂SO₃ y FeO₂. Encuéntralas.

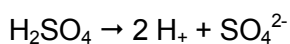
Las incorrectas son las siguientes: AlO₂, K₂SO₅ y PH₄.

El óxido de aluminio no es AlO₂, es Al₂O₃.

Es incorrecta FeO₂, los óxidos de hierro son FeO, Fe₂O₃ y Fe₃O₄.

El hidruro de fósforo no es PH₄, es PH₃.

2. Escribe la ecuación de ionización del ácido sulfúrico.



3. Sabrías decir de qué tipo es la reacción, cuya ecuación química es: Mn₂O₃ + Al → Mn + Al₂O₃. Ajusta dicha ecuación química.

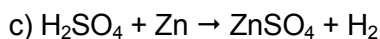
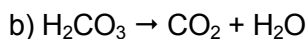
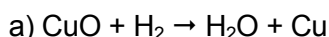
Es una reacción de oxidación-reducción.

La ecuación ajustada es: Mn₂O₃ + 2 Al → 2 Mn + Al₂O₃

ACTIVIDADES PROPUESTAS-PÁG. 131

1. Escribe las ecuaciones químicas de las siguientes reacciones:

- El óxido de cobre (II) reacciona con el hidrógeno para formar agua y cobre metal.
- La descomposición del ácido carbónico origina dióxido de carbono y agua.
- El ácido sulfúrico reacciona con el cinc metal para formar sulfato de cinc e hidrógeno.



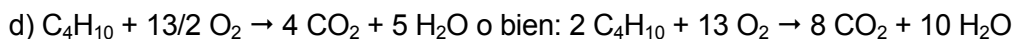
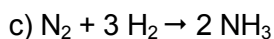
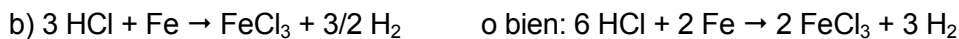
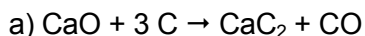
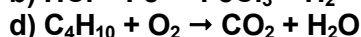
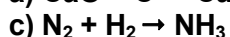
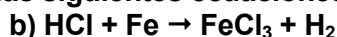
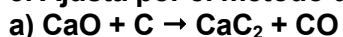
2. Explica si es posible que tenga lugar la reacción química entre el cloruro de hidrógeno y el amoníaco para formar bromuro de amonio. Escribe la ecuación química que tiene lugar entre los reactivos citados.

No, la reacción química entre el cloruro de hidrógeno y el amoníaco origina cloruro de amonio según la ecuación: $\text{HCl} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$

No se puede formar bromuro de amonio, pues en los reactivos no se encuentra el bromo.

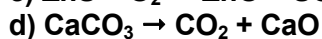
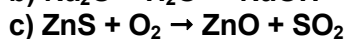
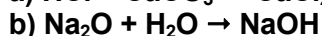
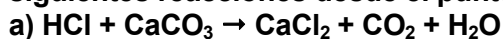
ACTIVIDADES PROPUESTAS-PÁG. 132

3. Ajusta por el método de tanteo las siguientes ecuaciones químicas:



ACTIVIDADES PROPUESTAS-PÁG. 135

4. Ajusta e indica el grupo al que pertenecen las ecuaciones químicas de las siguientes reacciones desde el punto de vista estructural:



a) $2 \text{HCl} + \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ y es una reacción química de doble sustitución.

b) $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{NaOH}$ y es una reacción química de síntesis.

c) $\text{ZnS} + 3/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{ZnO} + \text{SO}_2$ o bien: $2 \text{ZnS} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ZnO} + 2 \text{SO}_2$ y es una reacción química de sustitución o desplazamiento.

d) $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{CaO}$ y es una reacción química de descomposición simple.

5. Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas:

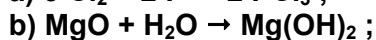
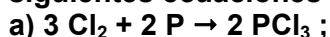
a) La ecuación: $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$ representa a una reacción de hidrólisis.

b) La ecuación: $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ es de una neutralización.

a) La ecuación: $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$ no es reacción química de hidrólisis, pues una hidrólisis es la descomposición de una sal por el agua. La reacción química en cuestión es la reacción de síntesis del ácido sulfúrico.

b) La ecuación: $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ sí es una reacción química de neutralización del ácido HCl por la base NaOH.

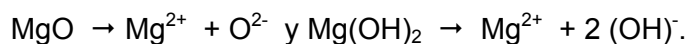
1. Indica qué información, referida a enlaces rotos y formados, contienen las siguientes ecuaciones químicas:



a) $3 \text{Cl}_2 + 2 \text{P} \rightarrow 2 \text{PCl}_3$: Cada molécula de Cl_2 tiene un enlace covalente Cl—Cl, como hay 3 moléculas de Cl_2 se deben romper 6 enlaces Cl—Cl.

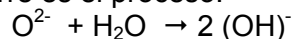
La formación de una molécula de PCl_3 requiere la unión covalente del átomo de P con tres átomos de Cl, como existen 2 moléculas de PCl_3 , se tienen que originar 6 enlaces P—Cl.

b) $\text{MgO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Mg(OH)}_2$: En este caso el MgO es un compuesto químico iónico y el hidróxido de magnesio también, de forma que:



Por el contrario, el H_2O es un compuesto químico covalente.

En consecuencia, en la reacción química: $\text{MgO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Mg(OH)}_2$, lo que verdaderamente ocurre es el proceso:



Luego lo que tiene lugar es:

- La ruptura de un enlace H—O en la molécula del agua para originar el anión hidroxilo: $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$

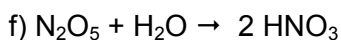
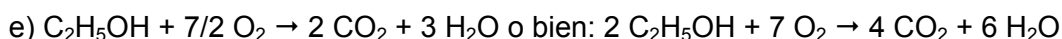
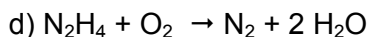
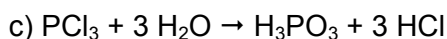
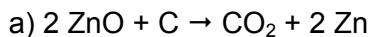
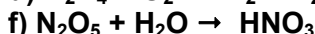
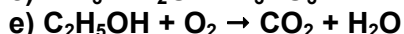
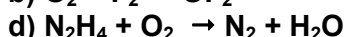
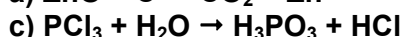
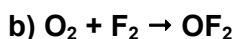
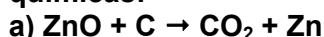
- Y la combinación del anión O^{2-} con el catión H^+ , formado al romperse la molécula de agua, y originar así el otro anión hidroxilo según: $\text{O}^{2-} + \text{H}^+ \rightarrow \text{OH}^-$

c) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{CO} \rightarrow 2 \text{Fe} + 3 \text{CO}_2$: En la reacción el óxido férrico iónico reacciona con la molécula covalente CO para originar hierro metal y dióxido de carbono, también covalente.

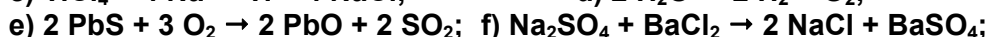
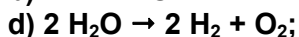
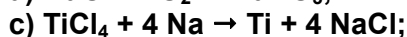
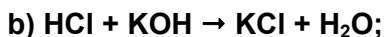
Como el Fe_2O_3 es: $2 \text{Fe}^{3+} + 3 \text{O}^{2-}$. Cada Fe^{3+} adquiere 3 electrones y se convierte en Fe metal.

En cuanto al CO, cada molécula de monóxido de carbono incorpora un oxígeno para formar un doble enlace covalente con el carbono y formar el compuesto $\text{O}=\text{C}=\text{O}$.

2. Ajusta por el método que consideres más oportuno las siguientes ecuaciones químicas:



3. Clasifica las ecuaciones químicas de las siguientes reacciones según el criterio estructural:



a) $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$ es una reacción química de síntesis.

b) $\text{HCl} + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ es una reacción química de doble sustitución.

c) $\text{TiCl}_4 + 4 \text{Na} \rightarrow \text{Ti} + 4 \text{NaCl}$ es una reacción química de sustitución o desplazamiento.

d) $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_2 + \text{O}_2$ es una reacción química de descomposición simple.

e) $2 \text{PbS} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{PbO} + 2 \text{SO}_2$ es una reacción química de descomposición mediante un reactivo.

f) $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow 2 \text{NaCl} + \text{BaSO}_4$ es una reacción química de doble sustitución.

4. Determina los números de oxidación de todos los elementos químicos en los siguientes compuestos químicos o iones: P_2O_5 , NaH , NF_3 , SO_3^{2-} , Ba(OH)_2 , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, PbSiO_4 , Li_2O_2 , NH_4^+ y HNO_2 .

P_2O_5 : -2 para el O y +5 en el P.

NaH : -1 en el H y +1 en el Na.

NF_3 : -1 en el F y +3 en el N.

SO_3^{2-} : Como el O tiene -2, entonces el S tiene +4, ya que: $4 + 3 \cdot (-2) = -2$

Ba(OH)_2 : Como el O tiene -2, el H +1, resulta que el Ba debe tener +2.

$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$: Como el O tiene -2, entonces el Cr tiene +6, ya que: $2 \cdot 6 + 7 \cdot (-2) = -2$

PbSiO_4 : Como el O tiene -2 y el Si +4, entonces el Pb tiene +4, ya que:
 $4 + 4 + 4 \cdot (-2) = 0$

Li_2O_2 : Al tratarse de un peróxido, el O tiene -1, entonces cada átomo de Li tiene +1.

NH_4^+ : Como el H tiene +1, entonces el N tiene -3, ya que: $-3 + 4 = 1$

HNO_2 : Como el O tiene -2 y el H +1, entonces el N tiene +3, ya que:
 $1 + 3 + 2 \cdot (-2) = 0$

**5. Ajusta por el método algebraico la siguiente ecuación química:
 $\text{As}_2\text{O}_3 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{HI}$**

La ecuación química se puede escribir como:
 $a \text{As}_2\text{O}_3 + b \text{I}_2 + c \text{H}_2\text{O} \rightarrow d \text{H}_3\text{AsO}_4 + e \text{HI}$

donde hay que calcular: a, b, c, d y e.

Aplicando el balance de materia a cada elemento químico resulta:

Para el As: $2 a = d$ [1]

Para el O: $3 a + c = 4 d$ [2]

Para el I: $2 b = e$ [3]

Para el H: $2 c = 3 d + e$ [4]

Sistema de cuatro ecuaciones con cinco incógnitas, a la que se puede añadir la ecuación: $a = 1$, para así poder resolver el sistema y determinar los coeficientes estequiométricos.

De esta forma:

Como: $2 a = d \Rightarrow 2 = d$.

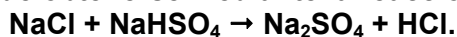
Como: $3 a + c = 4 d \Rightarrow 3 + c = 4 \cdot 2 \Rightarrow c = 5$

Como: $2 c = 3 d + e \Rightarrow 2 \cdot 5 = 3 \cdot 2 + e \Rightarrow e = 4$

Como: $2 b = e \Rightarrow 2 b = 4 \Rightarrow b = 2$

Luego la ecuación química ajustada es: $\text{As}_2\text{O}_3 + 2 \text{I}_2 + 5 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_3\text{AsO}_4 + 4 \text{HI}$

6. El HCl puede obtenerse mediante la reacción química:



Calcula la cantidad de HCl que se obtiene a partir de 50 g de NaHSO_4 .

Se identifican los reactivos y los productos y se escribe y ajusta la ecuación química que describe el proceso:

Ecuación química ajustada	NaCl	+	NaHSO_4	→	Na_2SO_4	+	HCl
Relación estequiométrica	1		1		1		1
Cantidades en mol que intervienen en la reacción	$\frac{n_A \text{ NaCl}}{1}$		$\frac{n_B \text{ NaHSO}_4}{1}$		$\frac{n_C \text{ Na}_2\text{SO}_4}{1}$		$\frac{n_D \text{ HCl}}{1}$
Datos e incógnitas			50 g				¿m HCl?

Se determinan las masas molares de las sustancias que intervienen en el proceso a partir de la información que proporciona la tabla periódica, de forma que:

$$M \text{ del NaHSO}_4 = 120 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{ y } M \text{ del HCl} = 36,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

a) Los pasos a seguir, en los que en cada uno de ellos se utiliza el factor de conversión adecuado, son:

masa de NaHSO₄, en g $\xrightarrow{1^\circ}$ cantidad de NaHSO₄, en mol $\xrightarrow{2^\circ}$ cantidad de HCl, en mol $\xrightarrow{3^\circ}$ masa de HCl, en g

1º masa de NaHSO₄, en g $\xrightarrow{1^\circ}$ cantidad de NaHSO₄, en mol:

$$n \text{ de NaHSO}_4 = 50 \text{ g NaHSO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol NaHSO}_4}{120 \text{ g NaHSO}_4} = 0,42 \text{ mol NaHSO}_4$$

2º cantidad de NaHSO₄, en mol $\xrightarrow{2^\circ}$ cantidad de HCl, en mol, a través del dato de la ecuación química ajustada que proporciona que 1 mol de NaHSO₄ originan 1 mol de HCl:

$$n \text{ de HCl} = \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol NaHSO}_4} \cdot 0,42 \text{ mol NaHSO}_4 = 0,42 \text{ mol HCl}$$

O bien también se puede aplicar: $\frac{n_B \text{ NaHSO}_4}{1} = \frac{n_D \text{ HCl}}{1}$, de forma que:

$$\frac{0,42 \text{ mol NaHSO}_4}{1} = \frac{n_D \text{ HCl}}{1} \Rightarrow n_D = 0,42 \text{ mol HCl}$$

3º cantidad de HCl, en mol $\xrightarrow{3^\circ}$ m HCl, en g:

$$m \text{ de HCl} = 0,42 \text{ mol HCl} \cdot \frac{36,5 \text{ g HCl}}{\text{mol HCl}} = 15,2 \text{ g HCl}$$

7. Al reaccionar sulfuro de cinc con ácido clorhídrico se forma cloruro de cinc y ácido sulfhídrico. ¿Qué cantidad de HCl, del 30 % de riqueza en masa, se necesita para obtener 45 g de cloruro de cinc?

Se identifican los reactivos y los productos y se escribe y ajusta la ecuación química que describe el proceso:

Ecuación química ajustada	ZnS	+	2 HCl	→	ZnCl ₂	+	H ₂ S
Relación estequiométrica	1		2		1		1
Cantidades en mol que intervienen en la reacción	$\frac{n_A \text{ ZnS}}{1}$		$\frac{n_B \text{ HCl}}{2}$		$\frac{n_C \text{ ZnCl}_2}{1}$		$\frac{n_D \text{ H}_2\text{S}}{1}$
Datos e incógnitas			¿m HCl 30 %?		45 g		

Se determinan las masas molares de las sustancias que intervienen en el proceso a partir de la información que proporciona la tabla periódica, de forma que:

$$M \text{ del } \text{ZnCl}_2 = 136,4 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{ y } M \text{ del } \text{HCl} = 36,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$\text{Se aplica: } \frac{n_B \text{ HCl}}{2} = \frac{n_C \text{ ZnCl}_2}{1}$$

$$\text{donde: } n_C \text{ de } \text{ZnCl}_2 = 45 \text{ g } \text{ZnCl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{ZnCl}_2}{136,4 \text{ g } \text{ZnCl}_2} = 0,33 \text{ mol } \text{ZnCl}_2, \text{ por tanto:}$$

$$\frac{n_B \text{ mol HCl}}{2} = \frac{0,33 \text{ mol } \text{ZnCl}_2}{1} \Rightarrow n_B = 0,66 \text{ mol HCl}$$

$$\text{Como: } n = \frac{m}{M}, \text{ entonces: } 0,66 \text{ mol HCl} = \frac{m}{36,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \Rightarrow m = 24,1 \text{ g HCl si fuera puro del}$$

100 %, pero como tiene una riqueza del 30 %, entonces:

$$m = 24,1 \text{ g} \cdot \frac{100}{30} = 80,3 \text{ g de HCl}$$

8. Una caliza, con un 75 % de riqueza en carbonato de calcio, se trata con ácido clorhídrico y se origina cloruro de calcio, dióxido de carbono y agua. Calcula la cantidad de caliza que se necesita para obtener 10 litros de dióxido de carbono, medidos en condiciones normales de presión y temperatura.

Se identifican los reactivos y los productos y se escribe y ajusta la ecuación química que describe el proceso:

Ecuación química ajustada	CaCO_3	+	2 HCl	→	CaCl_2	+	CO_2	+	H_2O
Relación estequiométrica	1		2		1		1		1
Cantidades en mol que intervienen en la reacción	$\frac{n_A \text{ CaCO}_3}{1}$		$\frac{n_B \text{ HCl}}{2}$		$\frac{n_C \text{ CaCl}_2}{1}$		$\frac{n_D \text{ CO}_2}{1}$		$\frac{n_E \text{ H}_2\text{O}}{1}$
Datos e incógnitas	¿m CaCO_3 al 75 %?						V = 10 L en C.N.		

Se determinan las masas molares de las sustancias que intervienen en el proceso a partir de la información que proporciona la tabla periódica, de forma que:

$$M \text{ del } \text{CaCO}_3 = 100 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$\text{Se aplica: } \frac{n_A \text{ CaCO}_3}{1} = \frac{n_D \text{ CO}_2}{1}$$

La cantidad de CO_2 , en mol, que se obtiene se deduce a partir de: $n = \frac{V}{V_m}$, pues en

condiciones normales de presión y temperatura: $V_m = 22,4 \frac{\text{L}}{\text{mol}}$, luego:

$$n = \frac{10 \text{ L}}{22,4 \frac{\text{L}}{\text{mol}}} = 0,45 \text{ mol de } \text{CO}_2$$

Por tanto: $\frac{n_A \text{ CaCO}_3}{1} = \frac{0,45 \text{ mol CO}_2}{1} \Rightarrow n_A = 0,45 \text{ mol de CaCO}_3$

Ahora bien: $n = \frac{m}{M}$, entonces: $0,45 \text{ mol CaCO}_3 = \frac{m}{100 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \Rightarrow m = 45 \text{ g CaCO}_3$ si

fuera puro del 100 %, pero como tiene una riqueza del 75 %, entonces:

$$m = 45 \text{ g} \cdot \frac{100}{75} = 60 \text{ g de CaCO}_3$$

9. El amoníaco se obtiene por reacción de hidrógeno con nitrógeno. Si los tres gases se miden en las mismas condiciones de presión y temperatura, calcula la cantidad de amoníaco que se obtiene cuando reacciona 0,5 L de hidrógeno.

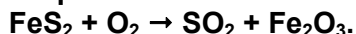
Se identifican los reactivos y los productos y se escribe y ajusta la ecuación química que describe el proceso:

Ecuación química ajustada	$3 \text{ H}_2 (\text{g})$	+	$\text{N}_2 (\text{g})$	→	$2 \text{ NH}_3 (\text{g})$
Relación estequiométrica	3		1		2
Cantidades, en mol que intervienen en la reacción	$\frac{n_A \text{ de } \text{H}_2}{3}$		$\frac{n_B \text{ de } \text{N}_2}{1}$		$\frac{n_C \text{ de } \text{NH}_3}{2}$
Datos e incógnitas	0,5 L Igual p y T		Igual p y T		¿V de NH_3 ? Igual p y T

Por aplicación de la Ley de Gay-Lussac, resulta que:

$$\frac{V_A \text{ de } \text{H}_2}{3} = \frac{V_C \text{ de } \text{NH}_3}{2} \Rightarrow \frac{0,5 \text{ L de } \text{H}_2}{3} = \frac{V_C \text{ de } \text{NH}_3}{2} \Rightarrow V_C = \frac{1}{3} \text{ L de } \text{NH}_3$$

10. La ecuación química de la reacción de tostación de la pirita es:



Ajusta dicha ecuación química por el método algebraico y halla el volumen de SO_2 que se recoge en condiciones normales de presión y temperatura, a partir de 1 kg de pirita.

La ecuación se puede escribir como: $a \text{FeS}_2 + b \text{O}_2 \rightarrow c \text{SO}_2 + d \text{Fe}_2\text{O}_3$
donde hay que calcular: a, b, c y d.

Aplicando el balance de materia a cada elemento químico resulta:

Para el Fe: $a = 2d$ [1]

Para el S: $2a = c$ [2]

Para el O: $2b = 2c + 3d$ [3]

Sistema de tres ecuaciones con cuatro incógnitas, a la que se puede añadir la ecuación: $a = 1$, para así poder resolver el sistema y determinar los coeficientes estequiométricos.

De esta forma: Como: $a = 2d \Rightarrow 1 = 2d \Rightarrow d = \frac{1}{2}$

Como: $2a = c \Rightarrow 2 = c$

Como: $2b = 2c + 3d \Rightarrow 2b = 2 \cdot 2 + 3 \cdot \frac{1}{2} \Rightarrow b = \frac{11}{4}$

Luego la ecuación química ajustada es: $\text{FeS}_2 + \frac{11}{4} \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{SO}_2 + \frac{1}{2} \text{Fe}_2\text{O}_3$

O también: $4 \text{FeS}_2 + 11 \text{O}_2 \rightarrow 8 \text{SO}_2 + 2 \text{Fe}_2\text{O}_3$

Ahora se identifican los reactivos y los productos y se escribe y ajusta la ecuación química que describe el proceso:

Ecuación química ajustada	4 FeS ₂	+	11 O ₂	→	8 SO ₂	+	2 Fe ₂ O ₃
Relación estequiométrica	4		11		8		2
Cantidades en mol que intervienen en la reacción	$\frac{n_A \text{FeS}_2}{4}$		$\frac{n_B \text{O}_2}{11}$		$\frac{n_C \text{SO}_2}{8}$		$\frac{n_D \text{Fe}_2\text{O}_3}{2}$
Datos e incógnitas	1 kg				¿V SO ₂ en C.N.?		

Se determinan las masas molares de las sustancias que intervienen en el proceso a partir de la información que proporciona la tabla periódica, de forma que:

$$M \text{ del FeS}_2 = 119,8 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Se aplica: $\frac{n_A \text{FeS}_2}{4} = \frac{n_C \text{SO}_2}{8}$

Como: $n_A \text{ de FeS}_2 = 1 \text{ kg} \cdot \frac{1000 \text{ g}}{\text{kg}} \text{ de FeS}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol FeS}_2}{119,8 \text{ g FeS}_2} = 8,35 \text{ mol FeS}_2$, por tanto:

$$\frac{8,35 \text{ mol FeS}_2}{4} = \frac{n_C \text{ SO}_2}{8} \Rightarrow n_C = 16,7 \text{ mol SO}_2$$

La cantidad de SO_2 , en mol se relaciona con su volumen a partir de: $n = \frac{V}{V_m}$, pues en

condiciones normales de presión y temperatura: $V_m = 22,4 \frac{\text{L}}{\text{mol}}$, luego:

$$16,7 \text{ mol} = \frac{V}{22,4 \frac{\text{L}}{\text{mol}}} \Rightarrow V = 374,1 \text{ L de SO}_2$$

11. La oxidación de una lámina de hierro de 200 g produce óxido férrico. Si únicamente se producen 34 g de óxido. Calcula: a) el rendimiento de la reacción, expresado en %. b) La cantidad de hierro que se oxida.

Se identifican los reactivos y los productos y se escribe y ajusta la ecuación química que describe el proceso:

Ecuación química ajustada	4 Fe	+	3 O ₂	→	2 Fe ₂ O ₃
Relación estequiométrica	4		3		2
Cantidades, en mol que intervienen en la reacción	$\frac{n_A \text{ de Fe}}{4}$		$\frac{n_B \text{ de O}_2}{3}$		$\frac{n_C \text{ de Fe}_2\text{O}_3}{2}$
Datos e incógnitas	200 g ¿m que se oxida?				34 g ¿rendimiento?

Se determinan las masas molares de las sustancias que intervienen en el proceso a partir de la información que proporciona la tabla periódica, de forma que:

$$M \text{ del Fe} = 55,8 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{ y } M \text{ del Fe}_2\text{O}_3 = 159,6 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$\text{Se aplica: } \frac{n_A \text{ Fe}}{4} = \frac{n_C \text{ Fe}_2\text{O}_3}{2}$$

Como: $n_C \text{ de Fe}_2\text{O}_3 = 34 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{159,6 \text{ g Fe}_2\text{O}_3} = 0,21 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3$ que se obtiene.

Por tanto, la cantidad de Fe que reacciona en mol es:

$$\frac{n_A \text{ Fe}}{4} = \frac{0,21 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{2} \Rightarrow n_A = 0,43 \text{ mol Fe}$$

Como: $n = \frac{m}{M}$, su masa, en g, es: $0,43 \text{ mol Fe} = \frac{m}{55,8 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \Rightarrow m = 23,8 \text{ g Fe}$ que se

oxida.

De esta forma el rendimiento de la reacción química es:

$$\text{rendimiento} = \frac{23,8 \text{ g}}{200 \text{ g}} \cdot 100 = 11,9 \%$$

12. Se hacen reaccionar 6,5 g de carbonato de calcio con una disolución acuosa de ácido clorhídrico de concentración 1,5 mol/L. Calcula el volumen de disolución de ácido que es necesario emplear para que la reacción sea completa.

Se identifican los reactivos y los productos y se escribe y ajusta la ecuación química que describe el proceso:

Ecuación química ajustada	CaCO ₃	+	2 HCl	→	CaCl ₂	+	CO ₂	+	H ₂ O
Relación estequiométrica	1		2		1		1		1
Cantidades en mol que intervienen en la reacción	$\frac{n_A \text{ CaCO}_3}{1}$		$\frac{n_B \text{ HCl}}{2}$		$\frac{n_C \text{ CaCl}_2}{1}$		$\frac{n_D \text{ CO}_2}{1}$		$\frac{n_E \text{ H}_2\text{O}}{1}$
Datos e incógnitas	6,5 g		1,5 mol/L ¿V de disolución?						

Se determinan las masas molares de las sustancias que intervienen en el proceso a partir de la información que proporciona la tabla periódica, de forma que:

$$M \text{ del CaCO}_3 = 100 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$\text{Se aplica: } \frac{n_A \text{ CaCO}_3}{1} = \frac{n_B \text{ HCl}}{2}$$

$$\text{de forma que también se cumple que: } \frac{n_A \text{ CaCO}_3}{1} = \frac{C_{\text{ácido}} \text{ HCl} \cdot V_{\text{ácido}} \text{ HCl}}{2}$$

$$\text{Como: } n_A \text{ de CaCO}_3 = 6,5 \text{ g de CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100 \text{ g CaCO}_3} = 0,065 \text{ mol CaCO}_3, \text{ por}$$

tanto:

$$\frac{0,065 \text{ mol CaCO}_3}{1} = \frac{1,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ HCl} \cdot V_{\text{ácido}} \text{ HCl}}{2} \Rightarrow V_{\text{ácido}} = 0,087 \text{ L de disolución de HCl}$$

13. Ajusta la ecuación química siguiente: $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Cr}$ y calcula la cantidad de aluminio, del 98%, de riqueza necesaria para obtener una tonelada de cromo.

Se identifican los reactivos y los productos y se escribe y ajusta la ecuación química que describe el proceso:

Ecuación química ajustada	Cr_2O_3	+	2 Al	→	Al_2O_3	+	2 Cr
Relación estequiométrica	1		2		1		2
Cantidades en mol que intervienen en la reacción	$\frac{n_A \text{Cr}_2\text{O}_3}{1}$		$\frac{n_B \text{Al}}{2}$		$\frac{n_C \text{Al}_2\text{O}_3}{1}$		$\frac{n_D \text{Cr}}{2}$
Datos e incógnitas			¿m del 98%?				1000 kg

Se determinan las masas molares de las sustancias que intervienen en el proceso a partir de la información que proporciona la tabla periódica, de forma que:

$$M \text{ del Al} = 27 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{ y } M \text{ del Cr} = 52 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Como se verifica que: $\frac{n_B \text{Al}}{2} = \frac{n_D \text{Cr}}{2}$, entonces:

Como: $n_D \text{ de Cr} = 1000 \text{ kg} \cdot \frac{1000 \text{ g}}{\text{kg}} \cdot \text{de Cr} \cdot \frac{1 \text{ mol Cr}}{52 \text{ g Cr}} = 19230,8 \text{ mol Cr}$ que se obtiene.

$$\text{Y } \frac{n_B \text{Al}}{2} = \frac{19230,8 \text{ mol Cr}}{2} \Rightarrow n_B = 19230,8 \text{ mol de Al que reaccionan}$$

$$\text{Como: } n = \frac{m}{M}, \text{ su masa, en g, es: } 19230,8 \text{ mol Al} = \frac{m}{27 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}$$

De donde: $m = 519230,8 \text{ g Al que reaccionan} = 519230,8 \text{ g} \cdot \frac{\text{kg}}{1000 \text{ g}} = 519,2 \text{ kg puros}$ de Al que reaccionan.

Luego la cantidad necesaria de Al es:

$$m = 519,2 \text{ kg} \cdot \frac{100}{98} = 529,8 \text{ kg}$$

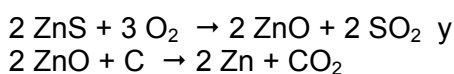
14. Para obtener el cinc a partir de la blenda, se somete el mineral a un proceso de tostación y posteriormente, se reduce el óxido obtenido con carbono. Si se parte de blenda del 60% de riqueza en ZnS ¿Qué cantidad de cinc se obtendrá partir de una tonelada de blenda, admitiendo que el rendimiento del proceso es del 90%?

Se determinan las masas molares de las sustancias que intervienen en el proceso a partir de la información que proporciona la tabla periódica, de forma que:

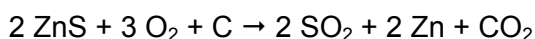
$$M \text{ del ZnS} = 97,4 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{ y } M \text{ del Zn } 65,4 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$\text{La cantidad de ZnS que hay en la blenda es: } m = 1000 \text{ kg} \cdot \frac{60}{100} = 600 \text{ kg}$$

Las ecuaciones químicas ajustadas de las reacciones que tienen lugar son:



De forma que el proceso global que tiene lugar es:



Y por tanto se cumple que: $\frac{n_A \text{ ZnS}}{2} = \frac{n_B \text{ Zn}}{2}$, en consecuencia:

$$\text{Como: } n_A \text{ de ZnS} = 600 \text{ kg} \cdot \frac{1000 \text{ g}}{\text{kg}} \cdot \text{de ZnS} \cdot \frac{1 \text{ mol ZnS}}{97,4 \text{ g ZnS}} = 6160,2 \text{ mol ZnS} \text{ que reaccionan.}$$

$$\text{Entonces: } \frac{6160,2 \text{ mol ZnS}}{2} = \frac{n_B \text{ Zn}}{2} \Rightarrow n_B = 6160,2 \text{ mol de Zn}$$

$$\text{Como: } n = \frac{m}{M}, \text{ su masa, en g, es: } 6160,2 \text{ mol Zn} = \frac{m}{65,4 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}$$

$$\text{De donde: } m = 402874,7 \text{ g Zn que se obtiene} = 402874,7 \text{ g} \cdot \frac{\text{kg}}{1000 \text{ g}} = 402,9 \text{ kg de Zn}$$

que se obtendría, si el rendimiento fuera del 100 %.

$$\text{Luego, la cantidad de Zn que se obtiene es: } m = 402,9 \text{ kg} \cdot \frac{90}{100} = 362,6 \text{ kg}$$

ACTIVIDADES FINALES-PÁG. 151

15. La etiqueta de un frasco de ácido sulfúrico del laboratorio tiene las siguientes indicaciones: 93% en masa y densidad igual a $1,83 \text{ g/cm}^3$. Calcula la concentración molar del ácido.

La masa molar del H_2SO_4 es $98 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

De 100 g de disolución 93 g son de ácido sulfúrico y 7 g de agua.

Cada 100 g de disolución ocupan un volumen obtenido a partir de:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow 1,83 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} = \frac{100 \text{ g}}{V} \Rightarrow V = 54,64 \text{ cm}^3$$

Por tanto, la concentración molar es:
$$C_M = \frac{M}{V} = \frac{\frac{93 \text{ g}}{98 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}}{54,64 \text{ cm}^3 \cdot \frac{\text{L}}{1000 \text{ cm}^3}} = 17,4 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

16. Por oxidación catalítica de amoníaco se forma vapor de agua y óxido de nitrógeno (II) según la ecuación química: $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$. Ajusta la ecuación química y calcula el volumen de aire necesario para oxidar 100 litros de amoníaco, sabiendo que el 21 % en volumen del aire está formado por oxígeno.

Se identifican los reactivos y los productos y se escribe y ajusta la ecuación química que describe el proceso:

Ecuación química ajustada	4 NH_3 (g)	+	5 O_2 (g)	→	4 NO (g)	+	6 H_2O (g)
Relación estequiométrica	4		5		4		6
Cantidades en mol que intervienen en la reacción	$\frac{n_A \text{ NH}_3}{4}$		$\frac{n_B \text{ O}_2}{5}$		$\frac{n_C \text{ NO}}{4}$		$\frac{n_D \text{ H}_2\text{O}}{6}$
Datos e incógnitas	100 L		¿V aire, si el 21 % es O_2 ?				

Entendiendo que las condiciones de presión y temperatura son las mismas en todo el proceso, por aplicación de la Ley de Gay-Lussac, resulta que:

$$\frac{V_A \text{ de NH}_3}{4} = \frac{V_B \text{ de O}_2}{5} \Rightarrow \frac{100 \text{ L de NH}_3}{4} = \frac{V_B \text{ de O}_2}{5} \Rightarrow V_B = 125 \text{ L de O}_2$$

Y el volumen de aire necesario es: $V = 125 \text{ L} \cdot \frac{100}{21} = 595,2 \text{ L}$

17. Partiendo de una mezcla de 1520 kg compuesta de 65% de FeO y 20% de Fe₂O₃, se obtiene una tonelada de fundición de hierro con un contenido en dicho metal del 91,3%. ¿Cuál es el rendimiento de la operación?

La masa molar del Fe es $55,8 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$, la del FeO $71,8 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ y la del Fe₂O₃ $159,6 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

La cantidad de hierro obtenida es: $m = 1000 \text{ kg} \cdot \frac{91,3}{100} = 913 \text{ kg}$

La cantidad de hierro en la mezcla es:

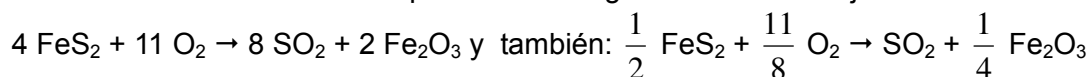
$$m = 1520 \text{ kg mezcla} \cdot \frac{65}{100} \text{ FeO} \cdot \frac{55,8 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{ Fe}}{71,8 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{ FeO}} + 1520 \text{ kg mezcla} \cdot \frac{20}{100} \text{ Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{2 \cdot 55,8 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{ Fe}}{159,6 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{ Fe}_2\text{O}_3} = 980,4 \text{ kg}$$

Por tanto, el rendimiento del proceso es: $\text{rendimiento} = \frac{913 \text{ kg}}{980,4 \text{ kg}} \cdot 100 = 93,1\%$

18. Se tratan 6 kg de pirita con oxígeno y el gas producido se transforma enteramente en ácido sulfúrico obteniéndose 50 litros de disolución de concentración 2 mol/L en este ácido. ¿Qué riqueza tenía la pirita?

La masa molar de la pirita de fórmula FeS₂ es $119,8 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

La reacción de tostación de la pirita tiene la siguiente ecuación ajustada:



Y a continuación: $\text{SO}_2 + \frac{1}{2} \text{ O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$

Por lo que globalmente ocurre: $\frac{1}{2} \text{ FeS}_2 + \frac{15}{8} \text{ O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \frac{1}{4} \text{ Fe}_2\text{O}_3$

De esta forma: $\frac{n_A \text{ FeS}_2}{\frac{1}{2}} = \frac{n_B \text{ H}_2\text{SO}_4}{1}$ y también: $\frac{n_A \text{ FeS}_2}{\frac{1}{2}} = \frac{C_M \text{ ácido} \cdot V_{\text{ácido}}}{1}$

entonces: $\frac{n_A \text{ FeS}_2}{\frac{1}{2}} = \frac{2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 50 \text{ L}}{1} \Rightarrow n_A = 50 \text{ mol de FeS}_2 \text{ que reaccionan}$

Como inicialmente hay de FeS₂:

$$n_A \text{ de FeS}_2 = 6 \text{ kg} \cdot \frac{1000 \text{ g}}{\text{kg}} \cdot \text{de FeS}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol FeS}_2}{119,8 \text{ g FeS}_2} = 50,1 \text{ mol FeS}_2$$

Por lo que el rendimiento es: $\text{rendimiento} = \frac{50 \text{ mol}}{50,1 \text{ mol}} \cdot 100 = 99,8\%$

19. Los gases residuales de una fábrica de ácido sulfúrico contienen, en volumen, 0,15% de SO₂ y 0,03% de SO₃. La fábrica produce 300.000 kg/día de H₂SO₄ y lanza a la atmósfera 40.000 m³ de gases cada hora, medidos en condiciones normales de presión y temperatura. Calcula la cantidad, en kg, de SO₂ y SO₃ vertidos cada día a la atmósfera.

Si la fábrica arroja a la hora 40000 m³ de gases, al cabo del día la cantidad de gases lanzados es:

$$V = 40000 \frac{\text{m}^3}{\text{h}} \cdot 24 \text{ h} = 960000 \text{ m}^3$$

$$\text{La cantidad de SO}_2 \text{ es: } V \text{ de SO}_2 = 960000 \text{ m}^3 \cdot \frac{0,15}{100} = 1440 \text{ m}^3$$

$$\text{y la cantidad de SO}_3 \text{ es: } V \text{ de SO}_3 = 960000 \text{ m}^3 \cdot \frac{0,03}{100} = 288 \text{ m}^3$$

La masa molar del SO₂ es 64 $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$ y la del SO₃ 80 $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$, y sabiendo que la cantidad

de ambos gases, en mol se relaciona con su volumen a partir de: $n = \frac{V}{V_m}$, donde en

condiciones normales de presión y temperatura: $V_m = 22,4 \frac{\text{L}}{\text{mol}}$, resulta que:

$$n \text{ de SO}_2 = \frac{1440 \text{ m}^3 \cdot \frac{1000 \text{ L}}{\text{m}^3}}{22,4 \frac{\text{L}}{\text{mol}}} = 64,3 \cdot 10^3 \text{ mol de SO}_2$$

$$n \text{ de SO}_3 = \frac{288 \text{ m}^3 \cdot \frac{1000 \text{ L}}{\text{m}^3}}{22,4 \frac{\text{L}}{\text{mol}}} = 12,9 \cdot 10^3 \text{ mol de SO}_3$$

Como: $n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = n \cdot M$, luego:

$$m \text{ de SO}_2 = 64,3 \cdot 10^3 \text{ mol} \cdot 64 \cdot \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 4114,3 \cdot 10^3 \text{ g} \cdot \frac{\text{kg}}{10^3 \text{ g}} \text{ de SO}_2 = 4114,3 \text{ kg de SO}_2$$

$$m \text{ de SO}_3 = 12,9 \cdot 10^3 \text{ mol} \cdot 80 \cdot \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 1028,6 \cdot 10^3 \text{ g} \cdot \frac{\text{kg}}{10^3 \text{ g}} \text{ de SO}_3 = 1028,6 \text{ kg de SO}_3$$

20. El nitrato de plomo (II) reacciona con el yoduro de potasio para originar un precipitado amarillo de yoduro de plomo (II) y nitrato de potasio. Si reaccionan 15,0 g de nitrato de plomo (II) y se obtiene 18,5 g de yoduro de plomo (II), ¿cuál es el rendimiento del proceso?

Se identifican los reactivos y los productos y se escribe y ajusta la ecuación química que describe el proceso:

Ecuación química ajustada	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	+	2 KI	→	PbI_2	+	2 KNO_3
Relación estequiométrica	1		2		1		2
Cantidades en mol que intervienen en la reacción	$\frac{n_A \text{ Pb}(\text{NO}_3)_2}{1}$		$\frac{n_B \text{ KI}}{2}$		$\frac{n_C \text{ PbI}_2}{1}$		$\frac{n_D \text{ KNO}_3}{2}$
Datos e incógnitas	15,0 g ¿rendimiento?				18,5 g		

Se determinan las masas molares de las sustancias que intervienen en el proceso a partir de la información que proporciona la tabla periódica, de forma que:

$$M \text{ de } \text{PbI}_2 = 461,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{ y } M \text{ del } \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = 331,2 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Se verifica que: $\frac{n_A \text{ Pb}(\text{NO}_3)_2}{1} = \frac{n_C \text{ PbI}_2}{1}$, entonces:

$$\text{Como: } n_C \text{ de } \text{PbI}_2 = 18,5 \text{ g de } \text{PbI}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{PbI}_2}{461,0 \text{ g } \text{PbI}_2} = 0,040 \text{ mol } \text{PbI}_2 \text{ que se obtiene.}$$

$$\text{Y } \frac{n_A \text{ Pb}(\text{NO}_3)_2}{1} = \frac{0,040 \text{ mol } \text{PbI}_2}{1} \Rightarrow n_A = 0,040 \text{ mol de } \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \text{ que reaccionan}$$

$$\text{Como: } n = \frac{m}{M}, \text{ su masa, en g, es: } 0,040 \text{ mol } \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = \frac{m}{331,2 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}$$

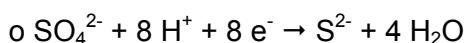
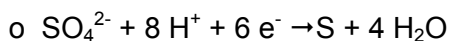
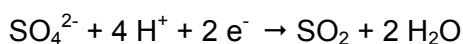
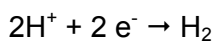
De donde: $m = 13,3 \text{ g de } \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \text{ que reaccionan}$

$$\text{Luego el rendimiento es: } \text{rendimiento} = \frac{13,3 \text{ g}}{15,0 \text{ g}} \cdot 100 = 88,7 \%$$

21. El ácido sulfúrico en disolución es un buen oxidante. Escribe las ecuaciones de reducción de los iones H^+ y SO_4^{2-} , sabiendo que los protones se convierten en H_2 , mientras que el anión sulfato se puede transformar en SO_2 , S y S^{2-} .

En disolución resulta que lo que hay es: $H_2 SO_4 \rightarrow 2 H^+ + SO_4^{2-}$

De forma que:



22. Se hace reaccionar 4,5 g de cinc con ácido clorhídrico del 35 % en masa y $1,18 \text{ g/cm}^3$ de densidad. Calcula el volumen de ácido necesario para que la reacción sea completa.

Se identifican los reactivos y los productos y se escribe y ajusta la ecuación química que describe el proceso:

Ecuación química ajustada	Zn	+	2 HCl	→	ZnCl ₂	+	H ₂
Relación estequiométrica	1		2		1		1
Cantidades en mol que intervienen en la reacción	$\frac{n_A \text{ Zn}}{1}$		$\frac{n_B \text{ HCl}}{2}$		$\frac{n_C \text{ ZnCl}_2}{1}$		$\frac{n_D \text{ H}_2}{1}$
Datos e incógnitas	4,5 g		HCl del 35 % d = 1,18 g/cm ³ ¿V?				

Se determinan las masas molares de las sustancias que intervienen en el proceso a partir de la información que proporciona la tabla periódica, de forma que:

$$M \text{ de Zn} = 65,4 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{ y } M \text{ del HCl} = 36,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Se verifica que: $\frac{n_A \text{ Zn}}{1} = \frac{n_B \text{ HCl}}{2}$, entonces:

Como: $n_A \text{ de Zn} = 4,5 \text{ g} \cdot \text{de Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} = 0,07 \text{ mol Zn}$, entonces:

$$\frac{0,07 \text{ mol Zn}}{1} = \frac{n_B \text{ HCl}}{2} \Rightarrow n_B \text{ de HCl} = 0,14 \text{ mol de HCl que reacciona}$$

La masa de HCl que reacciona es:

$$0,14 \text{ mol HCl} = \frac{m}{36,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \text{ de donde: } m = 5,02 \text{ g de HCl puros que reaccionan}$$

La masa en la disolución de dicho ácido de concentración del 35 % es:

$$m = 5,02 \text{ g} \cdot \frac{100}{35} = 14,4 \text{ g} \text{ y su volumen se halla a partir de } d = \frac{m}{V}, \text{ luego:}$$

$$1,18 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} = \frac{14,4 \text{ g}}{V} \Rightarrow V = 12,2 \text{ cm}^3$$

23. El ácido clorhídrico reacciona con el dióxido de manganeso para originar dicloruro de manganeso, cloro y agua. Halla: a) La cantidad de dicloruro de manganeso que se obtiene cuando reaccionan 7,3 g de ácido clorhídrico. b) El volumen de cloro obtenido en las condiciones de 1,5 atm y 50 °C.

Se identifican los reactivos y los productos y se escribe y ajusta la ecuación química que describe el proceso:

Ecuación química ajustada	MnO ₂	+	4 HCl	→	MnCl ₂	+	Cl ₂	+	2 H ₂ O
Relación estequiométrica	1		4		1		1		2
Cantidades en mol que intervienen en la reacción	$\frac{n_A \text{ MnO}_2}{1}$		$\frac{n_B \text{ HCl}}{4}$		$\frac{n_C \text{ MnCl}_2}{1}$		$\frac{n_D \text{ Cl}_2}{1}$		$\frac{n_E \text{ H}_2\text{O}}{2}$
Datos e incógnitas			7,3 g		¿m de MnCl ₂ ?		¿VCl ₂ a 1,5 atm y 50°C?		

Se determinan las masas molares de las sustancias que intervienen en el proceso a partir de la información que proporciona la tabla periódica, de forma que:

$$M \text{ del HCl} = 36,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{ y } M \text{ de MnCl}_2 = 125,9 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$\text{a) Se aplica: } \frac{n_B \text{ HCl}}{4} = \frac{n_C \text{ MnCl}_2}{1}$$

$$\text{Como: } n_B \text{ HCl} = \frac{7,3 \text{ g}}{36,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,2 \text{ mol de HCl, entonces:}$$

$$\frac{0,2 \text{ mol HCl}}{4} = \frac{n_C \text{ MnCl}_2}{1} \Rightarrow n_C = 0,05 \text{ mol de MnCl}_2. \text{ Por tanto:}$$

$$0,05 \text{ mol MnCl}_2 = \frac{m}{125,9 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \text{ de donde: } m = 6,3 \text{ g de MnCl}_2 \text{ que se obtienen.}$$

$$\text{b) También se cumple que: } \frac{n_B \text{ HCl}}{4} = \frac{n_D \text{ Cl}_2}{1}, \text{ luego:}$$

$$\frac{0,2 \text{ mol HCl}}{4} = \frac{n_D \text{ Cl}_2}{1} \Rightarrow n_D = 0,05 \text{ mol de Cl}_2 \text{ que se obtienen.}$$

Aplicando: $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$, resulta:

$$1,5 \text{ atm} \cdot V = 0,05 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} (273 + 50) \text{ K} \Rightarrow V = 0,89 \text{ L}$$

24. Un mineral de magnesita, $MgCO_3$, contiene un 35 % de impurezas inservibles (ganga). ¿Qué cantidad de magnesio se puede obtener a partir de 10 kg de mineral?

La masa molar del Mg es $= 24,3 \frac{g}{mol}$ y la del $MgCO_3 = 84,3 \frac{g}{mol}$

El % de magnesita es $100 - 35 = 65 \%$

La cantidad de magnesita es: $m = 10 \text{ kg} \cdot \frac{65}{100} = 6,5 \text{ kg de } MgCO_3$

Como por la fórmula 1 mol de $MgCO_3$ contiene 1 mol de Mg, entonces:

$$m = 6,5 \text{ kg } MgCO_3 \cdot \frac{24,3 \frac{g}{mol} \text{ Mg}}{84,3 \frac{g}{mol} \text{ } MgCO_3} = 1,9 \text{ kg Mg}$$

25. El ácido clorhídrico reacciona con el hierro para originar cloruro de hierro (III) e hidrógeno. Si se dispone de 200,0 g de ácido clorhídrico y 90,0 g de hierro. Halla el reactivo limitante y la cantidad de cloruro de hierro (III) que se obtiene.

Se identifican los reactivos y los productos y se escribe y ajusta la ecuación química que describe el proceso:

Ecuación química ajustada	Fe	+	3 HCl	→	FeCl ₃	+	$\frac{3}{2} H_2$
Relación estequiométrica	1		3		1		$\frac{3}{2}$
Cantidades en mol que intervienen en la reacción	$\frac{n_A \text{ Fe}}{1}$		$\frac{n_B \text{ HCl}}{3}$		$\frac{n_C \text{ FeCl}_3}{1}$		$\frac{n_D \text{ H}_2}{\frac{3}{2}}$
Datos e incógnitas	90,0 g		200,0 g ¿reactivo limitante?		¿m?		

Se determinan las masas molares de las sustancias que intervienen en el proceso a partir de la información que proporciona la tabla periódica, de forma que:

M de Fe $= 55,8 \frac{g}{mol}$, M del HCl $= 36,5 \frac{g}{mol}$ y M del FeCl₃ $= 162,3 \frac{g}{mol}$

a) Se verifica que: $\frac{n_A \text{ Fe}}{1} = \frac{n_B \text{ HCl}}{3}$, entonces:

Supongamos que reacciona todo el Fe, luego:

Como: $n_A \text{ de Fe} = 90,0 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}}{55,8 \text{ g Fe}} = 1,61 \text{ mol Fe}$, entonces:

$\frac{1,61 \text{ mol Fe}}{1} = \frac{n_B \text{ HCl}}{3} \Rightarrow n_B \text{ de HCl} = 4,84 \text{ mol de HCl}$ que reacciona. Por tanto:

$$4,84 \text{ mol HCl} = \frac{m}{36,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \text{ de donde: } m = 176,6 \text{ g de HCl que reaccionan.}$$

Por tanto reacciona 176,6 g de HCl y sobran $200,0 \text{ g} - 176,6 \text{ g} = 23,4 \text{ g}$ de HCl

Luego el reactivo limitante es el Fe, pues se consume todo él.

b) También se verifica: $\frac{n_A \text{ Fe}}{1} = \frac{n_C \text{ FeCl}_3}{1}$, luego:

$$\frac{1,61 \text{ mol Fe}}{1} = \frac{n_C \text{ FeCl}_3}{1} \Rightarrow n_C = 1,61 \text{ mol de FeCl}_3. \text{ Por tanto:}$$

$$1,61 \text{ mol FeCl}_3 = \frac{m}{162,3 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \text{ de donde: } m = 261,8 \text{ g de FeCl}_3 \text{ que se obtienen.}$$

26. El hierro reacciona con el oxígeno para formar óxido férrico. Se hace reaccionar un lingote de hierro que tiene una masa de 2,0 kg y una vez transcurrida la reacción de una forma completa se obtiene 2717,2 g de óxido férrico. Determina: a) La cantidad de hierro que reacciona. b) La pureza del lingote. c) La cantidad de oxígeno que reacciona.

Se identifican los reactivos y los productos y se escribe y ajusta la ecuación química que describe el proceso:

Ecuación química ajustada	4 Fe	+	3 O ₂	→	2 Fe ₂ O ₃
Relación estequiométrica	4		3		2
Cantidades, en mol que intervienen en la reacción	$\frac{n_A \text{ de Fe}}{4}$		$\frac{n_B \text{ de O}_2}{3}$		$\frac{n_C \text{ de Fe}_2\text{O}_3}{2}$
Datos e incógnitas	2,0 kg ¿m que se oxida? ¿pureza del lingote?		¿m de O ₂ ?		2717,2 g

Se determinan las masas molares de las sustancias que intervienen en el proceso a partir de la información que proporciona la tabla periódica, de forma que:

$$M \text{ del Fe} = 55,8 \frac{\text{g}}{\text{mol}}, M \text{ del Fe}_2\text{O}_3 = 159,6 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{ y } M \text{ del O}_2 = 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

a) Se aplica: $\frac{n_A \text{ Fe}}{4} = \frac{n_C \text{ Fe}_2\text{O}_3}{2}$. Ahora como:

$$n_C \text{ de Fe}_2\text{O}_3 = 2717,2 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{159,6 \text{ g Fe}_2\text{O}_3} = 17,0 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3 \text{ que se}$$

obtiene.

Por tanto, la cantidad de Fe que reacciona en mol es:

$$\frac{n_A \text{ Fe}}{4} = \frac{17,0 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{2} \Rightarrow n_A = 34,1 \text{ mol Fe}$$

Como: $n = \frac{m}{M}$, su masa, en g, es: $34,1 \text{ mol Fe} = \frac{m}{55,8 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \Rightarrow m = 1900,0 \text{ g Fe}$ que se

oxida = $1900,0 \text{ g} \cdot \frac{\text{kg}}{1000 \text{ g}} = 1,9 \text{ kg}$ de Fe que se oxida

b) La pureza del lingote viene dada por:

$$\text{pureza} = \frac{1,9 \text{ kg}}{2,0 \text{ kg}} \cdot 100 = 95 \%$$

c) También se cumple que: $\frac{n_A \text{ Fe}}{4} = \frac{n_B \text{ O}_2}{3}$, luego:

$$\frac{34,1 \text{ mol Fe}}{4} = \frac{n_B \text{ O}_2}{3} \Rightarrow n_B = 25,5 \text{ mol de O}_2 \text{ que reacciona.}$$

Por tanto: $25,5 \text{ mol O}_2 = \frac{m}{32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \Rightarrow m = 817,2 \text{ g de O}_2 \text{ que reacciona.}$

27. Una tonelada de carbón con una riqueza del 70 % en carbono se quema para formar dióxido de carbono. Si se recogen 1500 kg de dióxido de carbono, halla el rendimiento de la reacción química que tiene lugar.

Se identifican los reactivos y los productos y se escribe y ajusta la ecuación química que describe el proceso:

Ecuación química ajustada	C	+	O ₂	→	CO ₂
Relación estequiométrica	1		1		1
Cantidades, en mol que intervienen en la reacción	$\frac{n_A \text{ de C}}{1}$		$\frac{n_B \text{ de O}_2}{1}$		$\frac{n_C \text{ de CO}_2}{1}$
Datos e incógnitas	1000 kg de carbón de 70 % en C				1500 kg

Se determinan las masas molares de las sustancias que intervienen en el proceso a partir de la información que proporciona la tabla periódica, de forma que:

$$M \text{ del C} = 12 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{ y } M \text{ del CO}_2 = 44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

a) Se aplica: $\frac{n_A \text{ C}}{1} = \frac{n_C \text{ CO}_2}{1}$. Ahora como:

$$n_C \text{ de } \text{CO}_2 = 1500 \text{ kg de } \text{CO}_2 \cdot \frac{1000 \text{ g}}{\text{kg}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{CO}_2}{44 \text{ g}} = 34,1 \cdot 10^3 \text{ mol } \text{CO}_2 \text{ obtenidos.}$$

Luego: $\frac{n_A \text{ C}}{1} = \frac{34,1 \cdot 10^3 \text{ mol } \text{CO}_2}{1} \Rightarrow n_A = 34,1 \cdot 10^3 \text{ mol de C}$ que se corresponden con una masa de C que reacciona igual a:

$$34,1 \cdot 10^3 \text{ mol C} = \frac{m}{12 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \Rightarrow m = 409,1 \cdot 10^3 \text{ g de C que reacciona}$$

$$m = 409,1 \cdot 10^3 \text{ g} \cdot \frac{\text{kg}}{10^3 \text{ g}} = 409,1 \text{ kg de C que reacciona}$$

La cantidad de carbono inicial es: $m = 1000 \text{ kg de carbón} \cdot \frac{70}{100} = 700 \text{ kg de C}$

Luego el rendimiento es: $\text{rendimiento} = \frac{409,1 \text{ kg}}{700 \text{ kg}} \cdot 100 = 58,4 \%$

28. Una cantidad de 72,0 g de disulfuro de carbono reacciona con cloro para producir dicloruro de diazufre. a) Halla la cantidad de dicloruro de diazufre que se obtiene, si el rendimiento de la reacción es del 75 %. b) Dibuja el diagrama de Lewis del dicloruro de diazufre, sabiendo que es un compuesto covalente y justifica porqué en su fórmula no se puede simplificar. c) Porqué el dicloruro de diazufre se llama así y no disulfuro de dicloro.

Se identifican los reactivos y los productos y se escribe y ajusta la ecuación química que describe el proceso:

Ecuación química ajustada	CS_2	+	3 Cl_2	→	CCl_4	+	S_2Cl_2
Relación estequiométrica	1		3		1		1
Cantidades en mol que intervienen en la reacción	$\frac{n_A \text{ de } \text{CS}_2}{1}$		$\frac{n_B \text{ de } \text{Cl}_2}{3}$		$\frac{n_C \text{ de } \text{CCl}_4}{1}$		$\frac{n_D \text{ de } \text{S}_2\text{Cl}_2}{1}$
Datos e incógnitas	72,0 g						¿m con rendimiento del 75 %?

a) A partir de la información que proporciona la tabla periódica, las masas molares de las sustancias que intervienen en la reacción son: $M \text{ de } \text{CS}_2 = 76 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ y

$$M \text{ de } \text{S}_2\text{Cl}_2 = 135 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Se verifica que: $\frac{n_A \text{ CS}_2}{1} = \frac{n_D \text{ S}_2\text{Cl}_2}{1}$

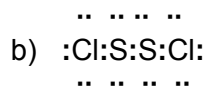
La cantidad de CS_2 en mol que reacciona es:

$$n_{\text{CS}_2} = \frac{m \text{ de CS}_2}{M \text{ de CS}_2} = 72,0 \text{ g CS}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CS}_2}{76 \text{ g CS}_2} = 0,95 \text{ mol}$$

De esta forma: $\frac{0,95 \text{ mol}}{1} = \frac{n_D \text{ S}_2\text{Cl}_2}{1} \Rightarrow n_D = 0,95 \text{ mol de S}_2\text{Cl}_2$

Y su masa es: $m = 0,95 \text{ mol S}_2\text{Cl}_2 \cdot 135 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 127,9 \text{ g de S}_2\text{Cl}_2$ que se obtendría, si el rendimiento fuera del 100 %, luego:

$$m = 127,9 \text{ g} \cdot \frac{75}{100} = 95,9 \text{ g}$$



Luego la molécula se puede representar también por: Cl—S—S—Cl, donde hay tres enlaces sencillos covalentes, dos entre un átomo de azufre y otro de cloro y el otro entre los dos átomos de azufre. Esta claro que no se puede simplificar para originar SCl porque se rompería el enlace entre los dos átomos de azufre.

c) Porque se nombra primero el elemento químico más electronegativo, y ,en este caso, lo es el cloro.

INVESTIGA-PÁG. 152

1. En las direcciones virtuales: www.monografias.com y www.textoscientificos.com se puede encontrar información adicional para realizar un trabajo monográfico sobre la corrosión, que contenga los siguientes apartados: explicación del fenómeno, causas del mismo, metales más favorables al fenómeno y formas de proteger a los metales contra la corrosión.

Es una pregunta abierta, las dos direcciones de internet citadas son fáciles de encontrar y en las mismas hay suficiente información sobre la corrosión y se puede hacer fácilmente un trabajo sobre el tema demandado siguiendo los puntos indicados en el enunciado del texto.