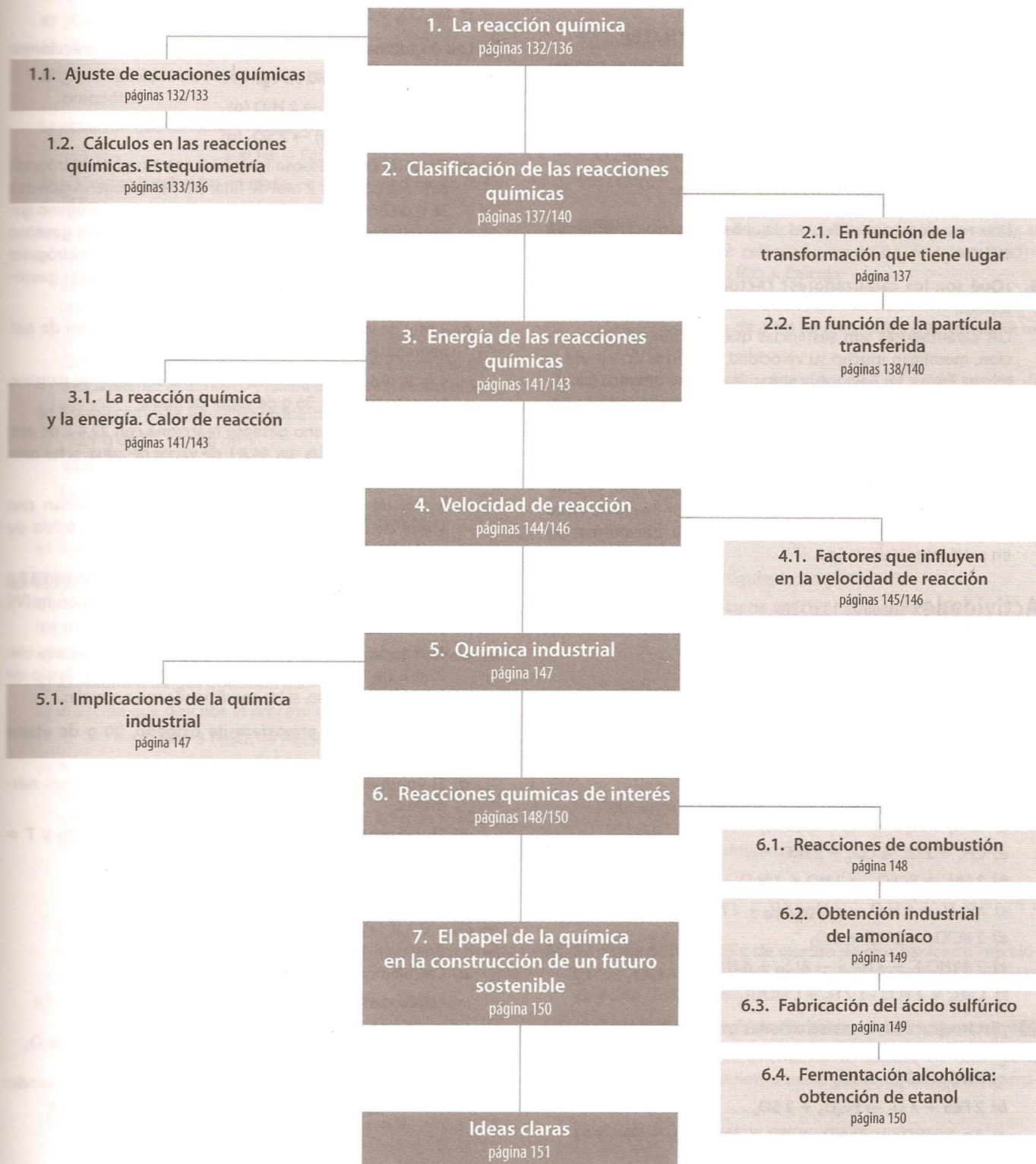


6

Las transformaciones químicas

ESQUEMA DE LA UNIDAD

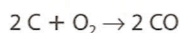
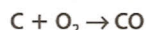


Cuestiones previas (página 131)

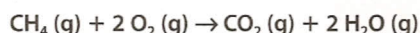
1. ¿Qué es una reacción química? ¿Cómo se produce?

Es aquel proceso por el que unas sustancias (reactivos) se transforman en otras nuevas (productos) mediante rupturas y formaciones de enlaces. Se produce por la colisión eficaz de las moléculas reactivas.

2. Ajusta la siguiente ecuación química:



3. Sabiendo que:



Calcula el volumen de CO_2 , medido en condiciones normales, que se formará al quemar 2 mol de metano (CH_4).

Establecemos la siguiente proporción:

$$\frac{1 \text{ mol de CH}_4}{22,4 \text{ L de CO}_2} = \frac{2 \text{ mol de CH}_4}{x \text{ L de CO}_2}; x = 44,8 \text{ L de CO}_2$$

4. ¿Qué es una reacción exotérmica?

Una reacción exotérmica es aquella en la que desprende energía.

5. ¿Qué son los catalizadores? ¿Actúan todos de la misma forma?

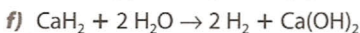
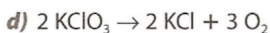
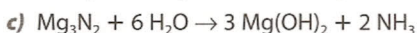
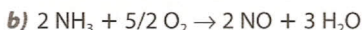
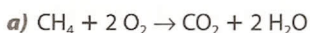
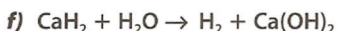
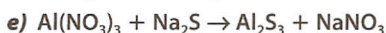
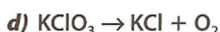
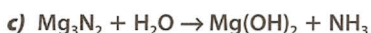
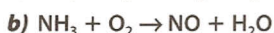
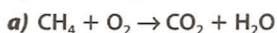
Los catalizadores son sustancias que, añadidas a una reacción, modifican mucho su velocidad. No todos actúan de la misma forma; los hay que aceleran el proceso químico (catalizadores positivos) y otros que lo retardan (catalizadores negativos o inhibidores).

7. ¿Qué es la química industrial?

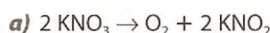
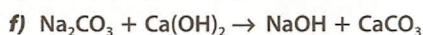
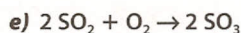
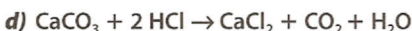
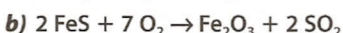
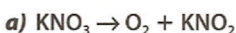
Es una rama de la ingeniería química que comprende el estudio de los procesos químicos que tienen por finalidad, tanto la extracción de materias primas como su transformación en productos elaborados.

Actividades (páginas 133/150)

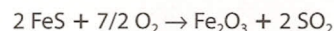
1. Ajusta las siguientes ecuaciones químicas:



2. ¿Están ajustadas estas ecuaciones químicas? Ajustalas si no lo están.



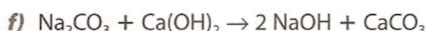
b) No. Quedaría ajustada con el coeficiente 7/2 delante del O_2 .



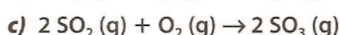
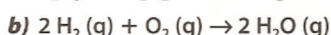
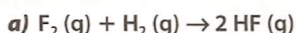
c) No. Quedaría ajustada con el coeficiente 2 delante del HNO_3 .

d) Está ajustada.

e) Sí.



3. Lee de todas las formas posibles las siguientes reacciones:



a) 1 mol de flúor gaseoso reacciona con 1 mol de hidrógeno gaseoso para dar 2 mol de fluoruro de hidrógeno gaseoso. 38 g de flúor gaseoso reacciona con 2 g de hidrógeno gaseoso para dar 40 g de fluoruro de hidrógeno gaseoso. 22,4 L de flúor gaseoso reacciona con 22,4 L de hidrógeno gaseoso para dar 44,8 L de fluoruro de hidrógeno gaseoso, si las condiciones son normales.

b) 2 mol de hidrógeno gaseoso reacciona con 1 mol de oxígeno gaseoso para dar 2 mol de vapor de agua.

4 g de hidrógeno gaseoso reacciona con 32 g de oxígeno gaseoso para dar 36 g de vapor de agua.

44,8 L de hidrógeno gaseoso reacciona con 22,4 L de oxígeno gaseoso para dar 44,8 L de vapor de agua, si las condiciones son normales.

c) 2 mol de óxido de azufre(IV) gaseoso reaccionan con 1 mol de oxígeno gaseoso para dar 2 mol de óxido de azufre(VI) gaseoso.

128 g de óxido de azufre(IV) gaseoso reaccionan con 32 g de oxígeno gaseoso para dar 160 g de óxido de azufre(VI) gaseoso.

44,8 L de óxido de azufre(IV) gaseoso reaccionan con 22,4 L de oxígeno gaseoso para dar 44,8 L de óxido de azufre(VI) gaseoso, si las condiciones son normales.

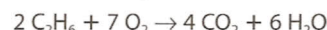
4. Se hace arder, en atmósfera de oxígeno, 30 g de etano (C_2H_6). Calcula:

a) El volumen necesario de oxígeno en condiciones normales.

b) El volumen necesario de oxígeno a $p = 1,5 \text{ atm}$ y $T = 60^\circ\text{C}$.

c) El volumen de CO_2 que se ha obtenido en CN.

La ecuación que describe el proceso es:



a) Calculamos la masa molar del etano: 30 g/mol.

Establecemos la siguiente proporción:

$$\frac{2 \cdot 30 \text{ g de C}_2\text{H}_6}{7 \text{ mol de O}_2} = \frac{30 \text{ g de C}_2\text{H}_6}{x \text{ mol de O}_2}; x = 3,5 \text{ mol de O}_2$$

Aplicando la ecuación de los gases ideales y sustituyendo:

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{3,5 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm L/mol K} \cdot 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}}$$

$$V = 78,4 \text{ L}$$

b) Aplicando la ecuación de los gases ideales y sustituyendo:

$$V' = \frac{nRT'}{p'} = \frac{3,5 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm L/mol K} \cdot 333 \text{ K}}{1,5 \text{ atm}} \\ V' = 63,7 \text{ L}$$

c) Establecemos la siguiente proporción:

$$\frac{2 \cdot 30 \text{ g de C}_2\text{H}_6}{4 \text{ mol de CO}_2} = \frac{30 \text{ g de C}_2\text{H}_6}{y \text{ mol de CO}_2}; y = 2 \text{ mol de CO}_2$$

Aplicando la ecuación de los gases ideales y sustituyendo:

$$V'' = \frac{n'RT}{p} = \frac{2 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm L/mol K} \cdot 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}} \\ V'' = 44,8 \text{ L}$$

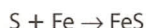
5 Se hizo reaccionar, a altas temperaturas, 6,4 g de azufre con 6,5 g de hierro, originándose sulfuro de hierro(II)

a) ¿Cuál es el reactivo limitante?

b) ¿Qué cantidad de producto se ha formado?

c) ¿Qué cantidad de reactivo en exceso quedó al final de la reacción?

La ecuación que describe el proceso es:



a) Hallamos la relación, en masa, en la que reaccionan el S y el Fe:

$$\frac{32,1 \text{ g de S}}{55,8 \text{ g de Fe}} = 0,58$$

entonces, para que reaccionen en su totalidad los 6,4 g de azufre sería necesario una cantidad de hierro de:

$$6,4 \text{ g}/x = 0,58; x = 6,4 \text{ g}/0,58 = 11,0 \text{ g de hierro}$$

Cantidad superior a la que disponemos. Por tanto, el reactivo limitante es el hierro y quien está en exceso es el S.

b) Establecemos la siguiente proporción:

$$\frac{32,1 \text{ g de S}}{55,8 \text{ g de Fe}} = \frac{x \text{ g de S}}{6,5 \text{ g de Fe}}; x = 3,7 \text{ g de S reaccionó}$$

La cantidad de producto formado es:

$$3,7 \text{ g de S} + 6,5 \text{ g de Fe} = 10,2 \text{ g de FeS}$$

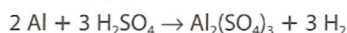
c) $6,4 \text{ g} - 3,7 \text{ g} = 2,7 \text{ g de S sobrante}$

6 **PAU** Se introducen 13,5 g de aluminio en 500 mL de una disolución 1,7 M de ácido sulfúrico. Sabiendo que uno de los productos es hidrógeno gaseoso, calcula:

a) La cantidad de ácido sulfúrico que queda sin reaccionar.

b) El volumen de gas obtenido a 27 °C y 2 atm.

La ecuación que describe el proceso es:



a) Averiguamos cuál es el reactivo limitante:

Sabemos que 54 g de Al reaccionan con 294 g de H_2SO_4 ; entonces, 13,5 g de Al reaccionarán con 73,5 g de H_2SO_4 .

Veamos cuántos gramos de H_2SO_4 contiene la disolución:

$$m = MV \cdot \text{masa molar}$$

$$m = 1,7 \text{ mol/L} \cdot 0,5 \text{ L} \cdot 98 \text{ g/mol} = 83,3 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

Como esta cantidad supera los 73,5 g, el H_2SO_4 está en exceso en 9,8 g y, por consiguiente, el reactivo limitante es el Al.

b) Con el aluminio establecemos la siguiente proporción:

$$\frac{54 \text{ g de Al}}{3 \text{ mol de H}_2} = \frac{13,5 \text{ g de Al}}{x \text{ mol de H}_2}$$

$$x = 0,75 \text{ mol de H}_2 \text{ gaseoso}$$

Aplicamos la ecuación de los gases ideales:

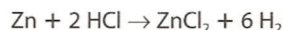
$$V = \frac{nRT}{p}$$

y sustituimos datos:

$$V = \frac{0,75 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm L/mol de K} \cdot 300 \text{ K}}{2 \text{ atm}} = 9,23 \text{ L}$$

7 Calcula la cantidad mínima de mineral de cinc del 20 % de pureza que se necesita para que reaccione totalmente con 0,5 L de disolución 1 M de HCl. Los productos de la reacción son cloruro de cinc e hidrógeno.

La ecuación que describe el proceso es:



Hallamos la masa de HCl contenida en la disolución:

$$n = MV = 1 \text{ mol/L} \cdot 0,5 \text{ L} = 0,5 \text{ mol}$$

que equivale a:

$$0,5 \text{ mol} \cdot 36,5 \text{ g/mol} = 18,2 \text{ g de HCl}$$

Establecemos la siguiente proporción:

$$\frac{65,4 \text{ g de Zn}}{73 \text{ g de HCl}} = \frac{x \text{ g de Zn}}{18,2 \text{ g de HCl}}$$

$$x = 16,4 \text{ g de Zn deben reaccionar}$$

$$\text{Por tanto: } \frac{16,4 \text{ g de Zn} \cdot 100}{20 \text{ g de mineral}} = 82 \text{ g de mineral}$$

8 **PAU** El carbonato de calcio (CaCO_3) de las rocas calizas se descompone, al ser calentado, en óxido de calcio (CaO) y dióxido de carbono (CO_2). Calcula:

a) La cantidad de CaO que se puede obtener a partir de la descomposición de 1 kg de roca caliza que contiene un 70 % de CaCO_3 .

b) El volumen de CO_2 obtenido a 17 °C y 740 mmHg de presión.

La ecuación que describe el proceso es:



a) La cantidad de CaCO_3 que hay en 1 kg de piedra caliza es:

$$\frac{1 \cdot 70}{100} = 0,7 \text{ kg}$$

Establecemos la siguiente proporción:

$$\frac{0,100 \text{ kg de CaCO}_3}{0,056 \text{ kg de CaO}} = \frac{0,7 \text{ kg de CaCO}_3}{x \text{ kg de CaO}}$$

$$x = 0,392 \text{ kg de CaO}$$

b) Establecemos la siguiente proporción:

$$\frac{100 \text{ g de CaCO}_3}{1 \text{ mol de CO}_2} = \frac{392 \text{ g de CaCO}_3}{x \text{ mol de CO}_2}$$

$$x = 3,92 \text{ mol de CO}_2 \text{ gaseoso}$$

Aplicamos la ecuación de los gases ideales,

$$V = \frac{nRT}{p}, \text{ y sustituimos datos:}$$

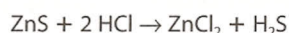
$$V = \frac{3,92 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm L/mol de K} \cdot 290 \text{ K}}{740/760 \text{ atm}} = 95,74 \text{ L}$$

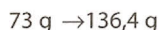
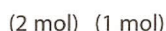
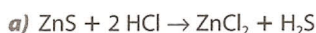
9 Se desea obtener 45 g de cloruro de cinc haciendo reaccionar un exceso de sulfuro de cinc con la cantidad suficiente de ácido clorhídrico:

a) ¿Qué cantidad de ácido clorhídrico del 30 % se consumirá?

b) ¿Qué volumen se producirá de sulfuro de hidrógeno medido en condiciones normales de presión y temperatura?

La ecuación química que representa el proceso es:





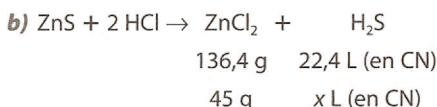
Establecemos la siguiente relación:

$$\frac{73 \text{ g de HCl}}{x \text{ g de HCl}} = \frac{136,4 \text{ g de ZnCl}_2}{45 \text{ g de ZnCl}_2}$$

$$x = 24,1 \text{ g de HCl puro}$$

La cantidad necesaria de HCl del 30 % será superior a 24,1 g. Se calcula así:

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

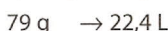
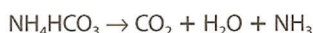


Establecemos la siguiente relación:

$$\frac{136,4 \text{ g de ZnCl}_2}{45 \text{ g de ZnCl}_2} = \frac{22,4 \text{ L de H}_2\text{S}}{x \text{ L de H}_2\text{S}}; x = 7,4 \text{ L de H}_2\text{S}$$

- 10** Al calentar 13,5 g de un bicarbonato de amonio (NH_4HCO_3) impuro, se obtienen 3,4 L de dióxido de carbono medido en condiciones normales. Halla la pureza del bicarbonato de amonio empleado (además de CO_2 , se obtienen NH_3 y H_2O).

La ecuación química que representa el proceso es:



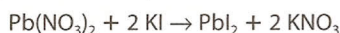
$$\frac{79 \text{ g de NH}_4\text{HCO}_3}{x \text{ g de NH}_4\text{HCO}_3} = \frac{22,4 \text{ L de CO}_2}{3,4 \text{ L de CO}_2}$$

$$x = 12 \text{ g de NH}_4\text{HCO}_3 \text{ puro}$$

$$\frac{12 \text{ g de NH}_4\text{HCO}_3 \text{ puros} \cdot 100 \text{ g del } x \%}{x \text{ g puros (\%)}} = 13,5 \text{ g}; x = 88,9 \%$$

- 11** **PAU** Al reaccionar 500 g de nitrato de plomo(II) con 920 g de yoduro de potasio, se obtienen 600 g de yoduro de plomo(II), así como nitrato de potasio. Determina el rendimiento de la reacción y establece cuál de los reactivos está en exceso.

La ecuación que describe el proceso es:



Para el cálculo del rendimiento, previamente se necesita conocer cuál es el reactivo que está en exceso o bien el reactivo limitante; para ello, hacemos uso de la siguiente relación:

$$\frac{331,2 \text{ g de Pb}(\text{NO}_3)_2}{2 \cdot 166 \text{ g de KI}} = \frac{500 \text{ g de Pb}(\text{NO}_3)_2}{x \text{ g de KI}}$$

$$x = 501,2 \text{ g de KI}$$

Como partimos de 920 g de KI, tendremos un exceso de $920 - 501,2 = 418,8 \text{ g}$, que son los gramos de KI que quedan sin reaccionar. Conocido el reactivo limitante, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, se calcula la cantidad de PbI_2 que se obtendría teóricamente:

$$\frac{500 \text{ g de Pb}(\text{NO}_3)_2}{x \text{ g de PbI}_2} = \frac{331,2 \text{ g de Pb}(\text{NO}_3)_2}{461,2 \text{ g PbI}_2}$$

$$x = 696 \text{ g de PbI}_2 \text{ teóricos}$$

Por tanto, el rendimiento será:

$$\text{rendimiento (\%)} = \frac{\text{masa de producto obtenido realmente}}{\text{masa de producto obtenido teóricamente}} \cdot 100 =$$

$$= \frac{600}{696} \cdot 100 = 86,2 \%$$

- 12** **PAU** A 100 cm^3 de una disolución de cloruro sódico 0,5 M, añadimos exceso de nitrato de plata (AgNO_3).

a) Escribe la ecuación química ajustada que describe el proceso.

b) Averigua la masa de cloruro de plata que obtendremos si el rendimiento de la reacción es del 55 %.



b) Hallamos la masa de NaCl contenida en la disolución:

$$n = MV = 0,5 \text{ mol/L} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,05 \text{ mol}$$

que equivale a:

$$0,05 \text{ mol} \cdot 58,5 \text{ g/mol} = 2,9 \text{ g de NaCl}$$

Establecemos la siguiente proporción:

$$\frac{58,5 \text{ g de NaCl}}{143,5 \text{ g de AgCl}} = \frac{2,9 \text{ g de NaCl}}{x \text{ g de AgCl}}$$

$x = 7,1 \text{ g de AgCl}$ se deberían obtener si el rendimiento fuera del 100 %, pero como es del 55 %, se obtendrá:

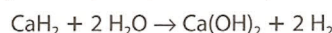
$$\frac{7,1 \text{ g} \cdot 55}{100} = 3,9 \text{ g de AgCl}$$

- 13** **PAU** Al reaccionar 50 g de hidruro de calcio con suficiente agua, se forman hidróxido de calcio e hidrógeno. Si el rendimiento de la reacción es del 60 %, calcula:

a) La cantidad de hidróxido de calcio que se forma.

b) El volumen que se obtiene de hidrógeno medido a 780 mmHg y 35 °C.

a) La ecuación química que representa el proceso es:



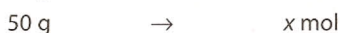
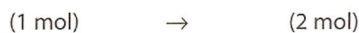
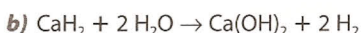
Establecemos la siguiente proporción:

$$\frac{42 \text{ g de CaH}_2}{50 \text{ g de CaH}_2} = \frac{74 \text{ g de Ca}(\text{OH})_2}{x \text{ g de Ca}(\text{OH})_2}$$

$$x = 88,1 \text{ g de Ca}(\text{OH})_2$$

Como el rendimiento del proceso es del 60 %:

$$\frac{88,1 \text{ g} \cdot 60}{100} = 52,9 \text{ g de Ca}(\text{OH})_2$$



Establecemos la siguiente proporción:

$$\frac{42 \text{ g de CaH}_2}{50 \text{ g de CaH}_2} = \frac{2 \text{ mol de H}_2}{x \text{ mol de H}_2}; x = 2,4 \text{ mol de H}_2$$

Puesto que el rendimiento del proceso es del 60 %:

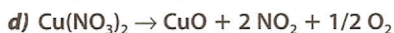
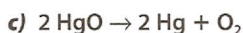
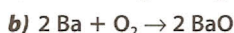
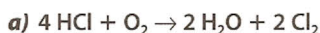
$$\frac{2,4 \text{ mol} \cdot 60}{100} = 1,44 \text{ mol de H}_2$$

Aplicando la ecuación de los gases ideales:

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{1,44 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm L/mol K} \cdot 308 \text{ K}}{(780/760) \text{ atm}} =$$

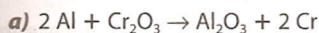
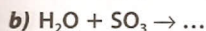
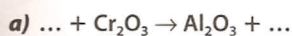
$$= 35,4 \text{ L de H}_2$$

- 14** ¿A qué tipo de transformación pertenecen las siguientes reacciones?



- a) De sustitución simple.
- b) De formación.
- c) De descomposición.
- d) De descomposición.

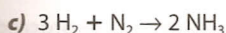
15 Completa estas reacciones, ajústalas, y especifica a qué tipo pertenecen:



Es una reacción de sustitución.

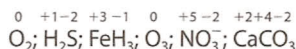


Es una reacción de combinación.



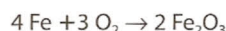
Es una reacción de formación.

16 Indica el número de oxidación de cada uno de los elementos de los siguientes compuestos: O_2 , H_2S , FeH_3 , O_3 , NO_3^- , CaCO_3 .



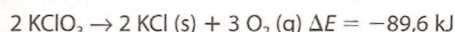
17 Describe el proceso que tiene lugar cuando un clavo de hierro se deja durante mucho tiempo a la intemperie.

Se oxida según el proceso:



18 En la descomposición de 2 mol de clorato de potasio se obtienen 3 mol de oxígeno gaseoso y 2 mol de cloruro de potasio sólido. Sabiendo que el proceso anterior desprende 89,6 kJ, escribe la ecuación termoquímica que lo representa y calcula la energía desprendida al descomponer 112,5 g de KClO_3 .

La ecuación termoquímica es:

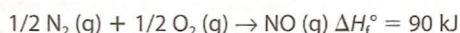


Hallamos la masa molar del $\text{KClO}_3 = 122,5 \text{ g/mol}$.

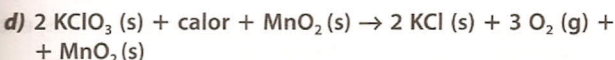
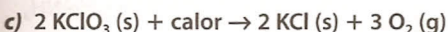
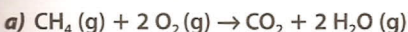
La cantidad que muestra el enunciado equivale a 0,92 mol; por consiguiente:

$$\frac{2 \text{ mol}}{0,92 \text{ mol}} = \frac{89,6 \text{ kJ}}{x \text{ kJ}}; x = 41,2 \text{ kJ desprendidos}$$

19 Cuando se forma 1 mol de óxido de nitrógeno(II), NO (g), a partir de sus elementos gaseosos y en condiciones de 1 atm de presión y a 25 °C, se dice que $\Delta H_f^\circ 90 \text{ kJ}$. Escribe la ecuación termoquímica que lo representa.



20 Clasifica las siguientes reacciones de menor a mayor velocidad:



a) (es entre gases) > d) (temperatura alta y catalizador) > c) (temperatura alta) > b) (es muy lenta, porque el reactivo es sólido y se descompone muy despacio).

21 Define *materia prima* (utiliza Internet o un diccionario) y clasifica en distintos grupos las materias primas que han aparecido en el epígrafe 5, escribiendo tres ejemplos de cada una de ellas.

Materia prima es todo aquel sistema material que no ha sufrido ningún cambio previo al proceso al que se le va a tratar; es

decir, son los sistemas materiales sobre los que va a recaer las acciones de la línea de producción de una determinada industria.

Materias primas naturales, obtenidas del medioambiente: el aire, del que se toma el oxígeno y el nitrógeno; el agua, del que se obtiene hidrógeno y la tierra, de la que saca petróleo, carbón, azufre y minerales; además de madera, grasas, frutos y alcaloides que se extraen de los seres vivos.

Materias primas sintéticas, originadas en las industrias de base: amoníaco, ácido sulfúrico, etanol, hidróxido de sodio, etc.

Materias primas de recuperación, aquellas que provienen de materiales o compuestos capaces de ser reciclados tales como papel, cartón, vidrio y embases

22 Enumera ventajas e inconvenientes de la industria química.

Ventajas: los productos obtenidos hacen que la vida sea más cómoda (ropa de calidad, alimentos suficientes, ocio, productos de limpieza, etc.) y se alargue un tiempo mayor (medicamentos, dietas saludables, cremas corporales, etcétera).

Inconvenientes: contaminación medioambiental: deterioro del medio ambiente en la extracción de las materias primas, subproductos contaminantes, efectos nocivos de estos productos, contaminación atmosférica debido a las fuentes de energía empleadas, etc.

23 ¿A qué tipo de industria pertenece la fabricación del amoníaco por el método de Haber y la obtención de ácido sulfúrico por el método de contacto o el de las cámaras de plomo? ¿Qué tipo de materias primas se utilizan en ambos casos?

La fabricación industrial del amoníaco y la del ácido sulfúrico pertenecen a las denominadas: industrias pesadas o de base.

Materias primas naturales. Para el amoníaco, H_2 del agua y N_2 del aire y para el ácido sulfúrico, S o minerales sulfurados de la tierra, O_2 del aire y H_2O .

24 Cita cuatro ejemplos de reacciones químicas de interés biológico. Puedes utilizar Internet.

Respiración celular, fotosíntesis, fermentaciones, reacciones metabólicas, etcétera.

Cuestiones y problemas (páginas 154/155)

Reacción y ecuación química

1 ¿Cuál es la diferencia existente entre mezcla y reacción química?

Las mezclas son combinaciones de dos o más sustancias puras que no están químicamente unidas, por lo que cada una mantiene su propia composición y propiedades. Una reacción química es un proceso en el que una o más sustancias (reactivos) se transforman en otra u otras sustancias de distinta naturaleza (productos).

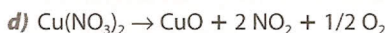
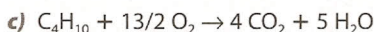
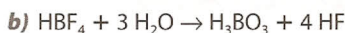
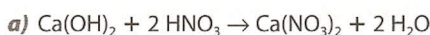
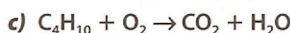
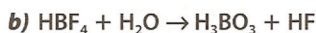
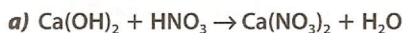
2 ¿Cuál es la principal diferencia entre ecuación química y reacción química?

Una ecuación química es la representación, en el papel o en la pizarra, del proceso real de una reacción química.

3 ¿Qué significa ajustar una ecuación química? ¿Por qué es necesario hacerlo?

Ajustar una ecuación química consiste en encontrar unos coeficientes que, colocados delante de las fórmulas, consigan que se verifique la ley de conservación de la masa o de Lavoisier. Es necesario hacerlo para poder calcular estequiométricamente las cantidades de sustancias.

4 Ajusta las siguientes ecuaciones químicas:

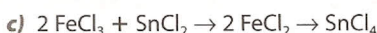
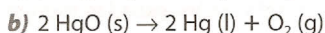


5 Escribe las ecuaciones ajustadas que representan las reacciones químicas que se describen a continuación:

a) Al calentar carbonato de amonio se libera amoníaco, dióxido de carbono y agua.

b) Al calentar óxido de mercurio(II) sólido, este se descompone y produce mercurio líquido y oxígeno gaseoso.

c) El cloruro de hierro(III) reacciona con el cloruro de estaño(II) para producir cloruro de hierro(II) y cloruro de estaño(IV).



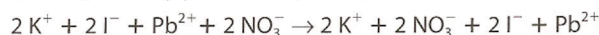
6 Completa y ajusta las reacciones entre:

a) El ácido clorhídrico y el hidróxido de calcio.

b) El ácido fluorhídrico y el hidróxido de aluminio.



D 7 Escribe la ecuación iónica de la reacción, en disolución, del yoduro de potasio con el nitrato de plomo(II) para dar nitrato de potasio y yoduro de plomo(II).

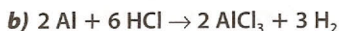


Estequiometría

8 ¿Qué se entiende por estequiometría?

Estequiometría son todos aquellos cálculos aritméticos que se han de realizar en el estudio de una reacción química.

9 «Lee», en gramos, las siguientes reacciones:



a) 54 g de aluminio reaccionan con 480 g de bromo para dar 534 g de bromuro de aluminio.

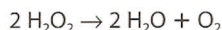
b) 54 g de aluminio reaccionan con 219 g de cloruro de hidrógeno para dar 267 g de cloruro de aluminio y 6 g de hidrógeno.

10 «Lee», en moles, las reacciones del ejercicio anterior.

a) 2 mol de aluminio reaccionan con 3 mol de bromo para dar 2 mol de bromuro de aluminio.

b) 2 mol de aluminio reaccionan con 6 mol de cloruro de hidrógeno para dar 2 mol de cloruro de aluminio y 3 mol de hidrógeno.

11 Determina las moléculas de oxígeno que se formarán a partir de 10^{25} moléculas de agua oxigenada.

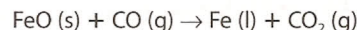


Como por cada 2 moléculas de agua oxigenada se produce una de oxígeno, por cada 10^{25} moléculas de agua oxigenada se producirán $10^{25}/2$ moléculas de oxígeno.

12 El óxido de hierro(II) (s) reacciona con el monóxido de carbono (g) para originar hierro (l) y dióxido de carbono (g). Ajusta la reacción y contesta las siguientes preguntas:

a) ¿Qué cantidad de CO_2 se forma por cada 5 mol de hierro que se originan?

b) ¿Qué cantidad de CO se necesita para producir 15 mol de hierro?



a) Por cada mol de Fe se forma 1 mol de CO_2 ; entonces, por cada 5 mol de Fe se formarán 5 mol de CO_2 .

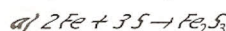
b) Se necesita 1 mol de CO para formar 1 mol de Fe; entonces, 15 mol de Fe necesitarán 15 mol de CO.

13 **PAU** El hierro y el azufre reaccionan mediante calentamiento para formar sulfuro de hierro(III).

a) Escribe y ajusta la ecuación que representa el proceso.

b) Calcula los átomos de hierro que reaccionan con un mol de átomos de azufre.

c) ¿A cuántos gramos de hierro equivalen esos átomos?



b) Establecemos la siguiente proporción:

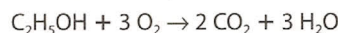
Si 3 mol de átomos de S reaccionan con $2 \cdot 6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de Fe, con 1 mol de átomos de S reaccionarán x átomos de Fe

$$x = \frac{2}{3} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Fe} = 4,01 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Fe}$$

c) Si 1 mol de Fe equivale a $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de Fe, $4,01 \cdot 10^{23}$ átomos de Fe equivaldrán a 0,666 mol de Fe; entonces:

$$\frac{1 \text{ mol de Fe}}{56 \text{ g de Fe}} = \frac{0,666 \text{ mol de Fe}}{x \text{ g de Fe}}; x = 37,3 \text{ g de Fe}$$

14 ¿Qué masa de oxígeno se necesita para quemar 30 g de etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$)? En condiciones normales, ¿qué volumen de dióxido de carbono se desprende?

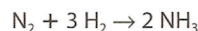


Establecemos las siguientes relaciones:

$$\frac{46 \text{ g de C}_2\text{H}_5\text{OH}}{96 \text{ g de O}_2} = \frac{30 \text{ g de C}_2\text{H}_5\text{OH}}{x \text{ g de O}_2}; x = 62,6 \text{ g de O}_2$$

$$\frac{46 \text{ g de C}_2\text{H}_5\text{OH}}{2 \cdot 22,4 \text{ L de CO}_2} = \frac{30 \text{ g de C}_2\text{H}_5\text{OH}}{x \text{ L de CO}_2}; x = 29,2 \text{ L de CO}_2$$

15 Calcula la masa de amoníaco que puede obtenerse con 10 L de hidrógeno medidos en condiciones normales y con exceso de nitrógeno, si el rendimiento de la reacción es del 70%.



Aplicamos la siguiente relación:

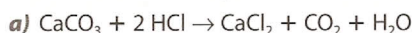
$$\frac{3 \cdot 22,4 \text{ L de H}_2}{2 \cdot 17 \text{ g de NH}_3} = \frac{10 \text{ L de H}_2}{x \text{ g de NH}_3}; x = 5,06 \text{ g de NH}_3$$

Pero como el rendimiento de la reacción es del 70 %, entonces $5,06 \text{ g} \cdot 70/100 = 3,5 \text{ g de NH}_3$.

D 16 **PAU** Se tratan 200 g de carbonato de calcio con una disolución 4 M de HCl. Calcula:

a) El volumen de disolución necesario para que reaccione todo el carbonato.

b) El volumen de CO_2 obtenido a 15 °C y 750 mmHg.



$$\frac{100 \text{ g de CaCO}_3}{73 \text{ g de HCl}} = \frac{200 \text{ g de CaCO}_3}{x \text{ g de HCl}}; x = 146 \text{ g de HCl}$$

Entonces:

$$n = \frac{146 \text{ g}}{36,5 \text{ g/mol}} = 4 \text{ mol de HCl}$$

Como $M = \frac{n}{V}$, entonces, el volumen es:

$$V = \frac{n}{M} = \frac{4 \text{ mol}}{4 \text{ mol/L}} = 1 \text{ L de disolución}$$

$$b) \frac{100 \text{ g de CaCO}_3}{1 \text{ mol de CO}_2} = \frac{200 \text{ g de CaCO}_3}{x \text{ mol de CO}_2}; x = 2 \text{ mol de CO}_2$$

Como $pV = nRT$, entonces, el volumen será:

$V = nRT/p$; sustituimos datos:

$$V = \frac{2 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm L/mol K} \cdot 288 \text{ K}}{(750/760) \text{ atm}} = 47,86 \text{ L}$$

- 17** Los carbonatos de metales pesados se descomponen por el calor en dióxido de carbono y el óxido del metal correspondiente. Calcula la masa de cal viva (CaO) que se obtiene al calentar 100 kg de piedra caliza que contiene un 80 % de CaCO_3 .



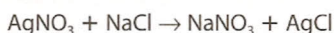
100 kg de caliza contienen: $100 \cdot 80/100 = 80 \text{ kg de CaCO}_3$

Establecemos la siguiente relación:

$$\frac{100 \text{ g de CaCO}_3}{56 \text{ g de CaO}} = \frac{80\,000 \text{ g de CaCO}_3}{x \text{ g de CaO}}$$

$$x = 44\,800 \text{ g de CaO} = 44,8 \text{ kg}$$

- 18** Se mezclan dos disoluciones, una de AgNO_3 y otra de NaCl , cada una de las cuales contiene 20 g de cada sustancia. Halla la masa de AgCl que se forma.



Hay que encontrar el reactivo limitante. Para ello, establecemos la siguiente relación estequiométrica:

170 g de AgNO_3 reaccionan con el NaCl suficiente para dar 143,5 g de AgCl .

20 g de AgNO_3 reaccionarán con una cantidad inferior a 20 g de NaCl para dar x g de AgCl :

$$x = 16,9 \text{ g de AgCl}$$

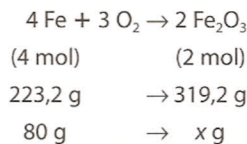
El reactivo limitante es, pues, el AgNO_3 .

- 19** En la oxidación de 80 g de hierro con el suficiente oxígeno se obtienen 95 g de óxido de hierro(III). Determina:

a) El rendimiento de la reacción.

b) La cantidad de hierro que no se ha oxidado.

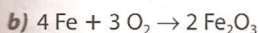
a) La ecuación que describe el proceso es:



$$\frac{223,2 \text{ g de Fe}}{80 \text{ g de Fe}} = \frac{319,2 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3}{x \text{ g de Fe}_2\text{O}_3}; x = 114,4 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3$$

Como tan solo se obtienen 95 g de Fe_2O_3 , el rendimiento será:

$$\frac{114,4 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3}{100 \%} = \frac{95 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3}{x \%}; x = 83 \%$$



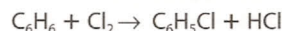
$$\begin{array}{ccc} (4 \text{ mol}) & & (2 \text{ mol}) \\ 223,2 \text{ g} & \rightarrow & 319,2 \text{ g} \\ x \text{ g} & \rightarrow & 95 \text{ g} \end{array}$$

$$\frac{223,2 \text{ g de Fe}}{x \text{ g de Fe}} = \frac{319,2 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3}{95 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3}; x = 66,4 \text{ g de Fe}$$

Por consiguiente sobran:

$$80 \text{ g} - 66,4 \text{ g} = 13,6 \text{ g de Fe}$$

- 20** El clorobenceno, $\text{C}_6\text{H}_5\text{Cl}$, es un compuesto orgánico que se emplea para obtener insecticidas, desinfectantes, limpiadores... e incluso aspirina. Sabiendo que se obtiene a partir de la siguiente reacción: $\text{C}_6\text{H}_6 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{Cl} + \text{HCl}$, averigua la cantidad de benceno (C_6H_6) que es necesaria para obtener 1 kg de $\text{C}_6\text{H}_5\text{Cl}$, si el rendimiento es del 70 %.

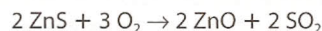


Establecemos la siguiente relación:

$$\frac{78 \text{ g de C}_6\text{H}_6}{112,5 \text{ g de C}_6\text{H}_5\text{Cl}} = \frac{x \text{ g de C}_6\text{H}_6}{(1\,000 \cdot 100/70) \text{ g de C}_6\text{H}_5\text{Cl}}$$

$$x = 990,5 \text{ g de C}_6\text{H}_6$$

- 21** Un mineral contiene un 80 % de sulfuro de cinc. Calcula la masa de oxígeno necesaria para que reaccionen 445 g de mineral (se forma óxido de cinc y dióxido de azufre).



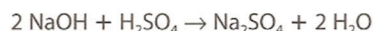
Calculamos la masa de ZnS que contiene el mineral:

$$445 \text{ g} \cdot \frac{80}{100} = 356 \text{ g de ZnS}$$

Establecemos la siguiente relación:

$$\frac{2 \cdot 97,4 \text{ g de ZnS}}{3 \cdot 32 \text{ g de O}_2} = \frac{356 \text{ g de ZnS}}{x \text{ g de O}_2}; x = 175,4 \text{ g de O}_2$$

- 22** ¿Qué volumen de disolución de ácido sulfúrico, H_2SO_4 , 0,1 M se necesita para neutralizar 10 mL de disolución 1 M de NaOH ?



$$n(\text{NaOH}) = VM = 0,01 \text{ L} \cdot 1 \text{ mol/L} = 0,01 \text{ mol de NaOH}$$

Establecemos la siguiente relación:

$$\frac{2 \text{ mol de NaOH}}{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4} = \frac{0,01 \text{ mol de NaOH}}{x \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}$$

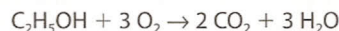
$$x = 0,005 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$

$$\text{Como } V = \frac{n}{M}, V = \frac{0,005 \text{ mol}}{0,1 \text{ mol/L}} = 0,05 \text{ L} = 50 \text{ mL}$$

- 23** La combustión completa del etanol genera dióxido de carbono y agua.

a) Calcula las moléculas de agua que se producirán cuando se quemen 15 moléculas de dicho alcohol.

b) ¿Qué cantidad de etanol reaccionará con $5,1 \cdot 10^{24}$ moléculas de oxígeno?



a) Por cada molécula de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ se obtienen 3 moléculas de H_2O ; por consiguiente, por cada 15 moléculas de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ se obtendrán 45 moléculas de H_2O .

b) Establecemos la proporción:

$$\frac{1 \text{ mol de C}_2\text{H}_5\text{OH}}{3 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de O}_2} =$$

$$= \frac{x \text{ mol de C}_2\text{H}_5\text{OH}}{5,1 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de O}_2}; x = 2,82 \text{ mol de C}_2\text{H}_5\text{OH}$$

Clases de reacciones químicas

- 24** ¿Qué tipos de reacciones químicas conoces?

- Reacciones de formación o de síntesis.
- Reacciones de descomposición.
- Reacciones de sustitución.
- Reacciones de neutralización.
- Reacciones de oxidación-reducción.

25 ¿Qué es un ácido? ¿Qué es una base?

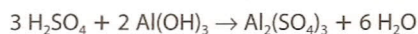
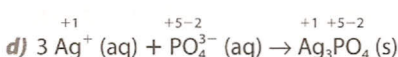
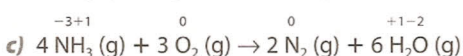
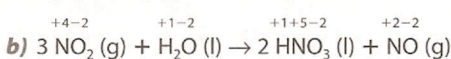
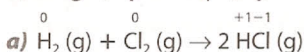
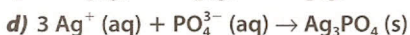
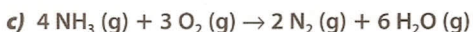
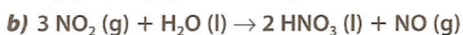
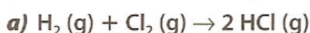
Ácido es toda sustancia que disuelta en agua se disocia liberando iones H^+ . Base es toda sustancia que disuelta en agua se disocia liberando iones OH^- .

26 ¿Qué se entiende por número de oxidación de un elemento en un compuesto?

Número de oxidación de un elemento en un compuesto es la carga (real o formal) que tendría suponiendo que el compuesto estuviera formado exclusivamente por enlaces iónicos.

27 ¿Qué significa reducción? ¿Y oxidación?

Todo proceso en el que se ganan electrones se llama reducción. Y en el que se pierden electrones se llama oxidación.

28 Escribe la ecuación química (ajustada) correspondiente a la neutralización del ácido sulfúrico y el hidróxido de aluminio.**29 Calcula el número de oxidación de cada uno de los elementos que intervienen en los compuestos o iones que forman parte de las reacciones químicas que se citan a continuación:****30 Una de las reacciones del ejercicio anterior no es de tipo redox; ¿de cuál se trata?**

La d). Los números de oxidación no cambian. No se produce oxidación ni reducción.

Energía de las reacciones químicas**31 ¿Mediante qué mecanismo unas sustancias se transforman en otras nuevas?**

La teoría de colisiones explica la ruptura y formación de enlaces. Por la teoría cinético-molecular sabemos que las moléculas están en continuo movimiento, chocando entre sí y con las paredes del recipiente que las contiene. Los choques entre moléculas son los causantes de las rupturas de enlaces. Para que el choque sea eficaz y rompa enlaces:

- Las moléculas deben tener suficiente energía cinética.
- Deben chocar con una orientación adecuada.

32 ¿Cómo se clasifican las reacciones químicas desde el punto de vista energético?

Endotérmicas y exotérmicas.

33 ¿A qué se llama calor de reacción?

Calor de reacción es la energía que se desprende o se absorbe en una reacción química. Normalmente, se mide en kJ/mol.

34 ¿Qué es y qué signo tiene la variación de entalpía de una reacción?

La variación de entalpía de una reacción es la energía absorbida o desprendida en un proceso químico cuando este sucede a presión constante: $\Delta H = \sum H_{\text{productos}} - \sum H_{\text{reactivos}}$

Su signo es positivo en reacciones endotérmicas y negativo en reacciones exotérmicas.

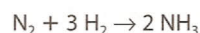
35 ¿A qué se llama complejo activado? ¿Qué es la energía de activación?

El complejo activado es un agregado inestable que constituye un estado de transición entre los reactivos y los productos. En este agregado, los enlaces entre los átomos de los reactivos quedan debilitados, y los enlaces entre los átomos de los productos se encuentran en proceso de formación.

Para que pueda formarse el complejo activado, se precisa una energía mínima llamada energía de activación. A partir de ese estado, el complejo activado puede derivar tanto hacia los reactivos como hacia los productos. En el perfil energético de una reacción, el complejo activado corresponde con el máximo de energía.

36 En la reacción entre el nitrógeno y el hidrógeno para formar amoníaco, ¿qué enlaces se rompen y cuáles se forman?

Se rompe un enlace triple en la molécula de nitrógeno y un enlace sencillo en la molécula de hidrógeno y se forman tres enlaces sencillos en la molécula de amoníaco.

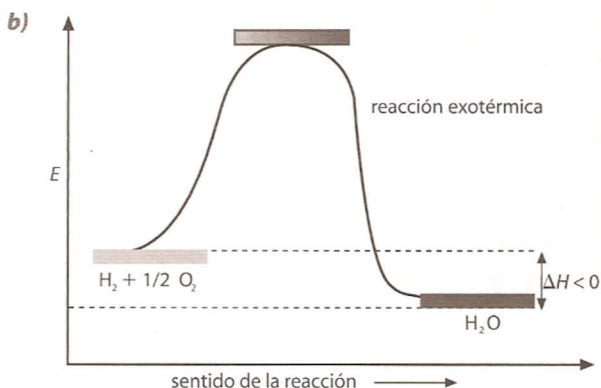
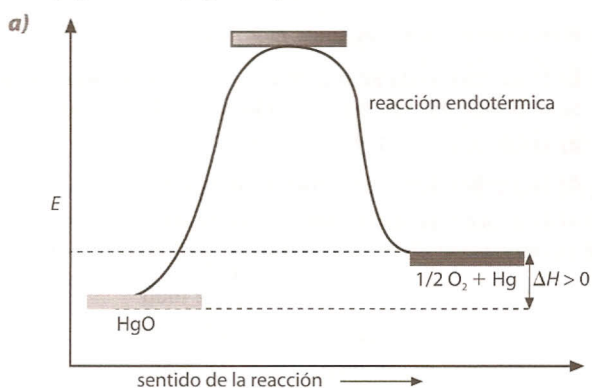
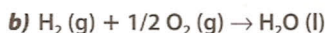
37 Representa, dibujando las moléculas, la reacción del ejercicio anterior.**38 Justifica, haciendo referencia a las entalpías de formación, por qué algunas reacciones son endotérmicas, mientras que otras son exotérmicas.**

Serán endotérmicas aquellas reacciones en las que se cumpla esta relación:

$$\sum \Delta H_{\text{productos}} > \sum \Delta H_{\text{reactivos}}$$

Es decir, aquellas en donde la energía aportada para romper enlaces es superior a la energía liberada al formarse enlaces nuevos.

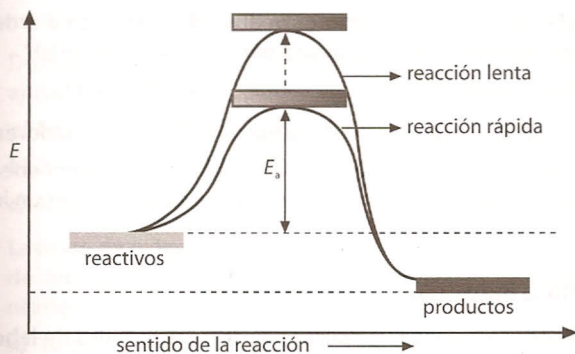
Será exotérmica en caso contrario.

39 Representa las siguientes reacciones termoquímicas en diagramas de entalpía:

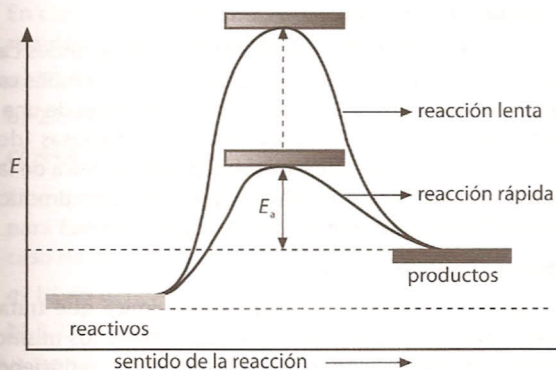
- 40 Teniendo en cuenta que la variación de entalpía de formación del HCl (g), $\Delta H_f^\circ = -92,3 \text{ kJ/mol}$, escribe la ecuación termoquímica correspondiente a la formación de 2 mol de HCl a partir de sus elementos (H_2 y Cl_2).



- 41 Representa en una misma gráfica entalpía-sentido de reacción una reacción exotérmica lenta y otra rápida.



- 42 Representa en una misma gráfica entalpía-sentido de reacción una reacción endotérmica lenta y otra rápida.



- 43 Sabiendo que $\text{C} (\text{s}) + 1/2 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{CO} (\text{g})$ implica que $\Delta H_f^\circ = -110,5 \text{ kJ}$, calcula el calor desprendido a 25°C y 1 atm , cuando se forman 20 g de CO (g).

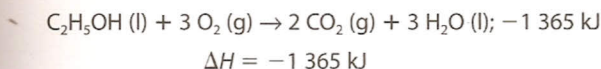
Como las condiciones de presión y temperatura son idénticas, podemos establecer la siguiente proporción:

$$\frac{28 \text{ g de CO}}{110,5 \text{ kJ}} = \frac{20 \text{ g de CO}}{x \text{ kJ}}; x = 78,9 \text{ kJ desprendidos}$$

- 44 Sabiendo que $\text{H}_2 (\text{g}) + \text{Br}_2 (\text{l}) \rightarrow 2 \text{HBr} (\text{g})$, $\Delta H_f^\circ = -72,8 \text{ kJ}$, calcula la variación de entalpía de formación del HBr.

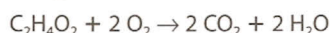
Si al formarse dos moles de HBr se desprenden 72,8 kJ, al formarse 1 mol se desprenden 36,4 kJ.

- 45 Cuando se quema un mol de etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) a 298 K y presión constante, se libera 1 365 kJ de calor. Escribe la ecuación termoquímica correspondiente y calcula la variación de entalpía.



- 46 El calor de combustión del ácido acético (ácido etanoico) líquido es -874 kJ/mol . Sabiendo que las entalpías de formación estándar del dióxido de carbono gas y del agua líquida son, respectivamente, $-393,5$ y $-285,6 \text{ kJ/mol}$:

- a) Determina la entalpía de formación estándar del ácido acético líquido.
b) ¿Qué producirá más calor: la combustión de 1 kg de carbono o la de 1 kg de ácido acético?



- a) Aplicando la ecuación 6.2:

$$\Delta H = \sum \Delta H_{\text{productos}} - \sum \Delta H_{\text{reactivos}}$$

$$-874 \text{ kJ} = [2 \text{ mol} \cdot (-393,5 \text{ kJ/mol}) + 2 \text{ mol} \cdot (-285,6 \text{ kJ/mol})] - [\Delta H_f^\circ + 0 \text{ kJ/mol}]$$

$$\Delta H_f^\circ = -484,2 \text{ kJ}$$

- b) Observando el valor de la entalpía de formación estándar del CO_2 ($\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$), podemos concluir que la combustión de 1 mol de carbono produce 393,5 kJ. Como un mol de C equivale a 12 g, la combustión completa de 1 kg de C producirá:

$$\frac{1 000 \text{ g} \cdot 393,5 \text{ kJ}}{12 \text{ g}} = 32 792 \text{ kJ}$$

Observando el valor del calor de combustión del $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$, podemos concluir que la combustión de 1 mol de este compuesto produce 874 kJ. Como un mol de $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$, equivale a 60 g, la combustión completa de 1 kg de $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$, producirá:

$$\frac{1 000 \text{ g} \cdot 874 \text{ kJ}}{60 \text{ g}} = 14 566,7 \text{ kJ}$$

Por consiguiente, produce más calor la combustión de 1 kg de carbono.

- D 47 PAU Sabiendo que $2 \text{Al}_2\text{O}_3 (\text{s}) \rightarrow 4 \text{Al} (\text{s}) + 3 \text{O}_2 (\text{g})$, $\Delta H^\circ = +3 339,6 \text{ kJ}$, calcula:

- a) El calor de formación del trióxido de dialuminio.
b) Cuánto valdrá el calor desprendido, a 1 atm y 25°C , al formarse 10 g de trióxido de dialuminio.

- a) Aplicando la ecuación 6.2:

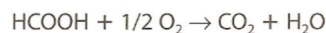
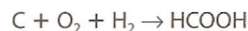
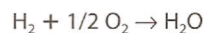
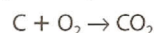
$$\Delta H = \sum \Delta H_{\text{productos}} - \sum \Delta H_{\text{reactivos}}; \text{tenemos:}$$

$$3 339,6 \text{ kJ} = [0] - [2 \Delta H_f^\circ]; \Delta H_f^\circ = -1 669,8 \text{ kJ/mol}$$

- b) Establecemos la proporción:

$$\frac{102 \text{ g/mol de Al}_2\text{O}_3}{1 669,8 \text{ kJ}} = \frac{10 \text{ g de Al}_2\text{O}_3}{x \text{ kJ}}; x = 163,7 \text{ kJ}$$

- 48 PAU Escribe las ecuaciones químicas correspondientes a los procesos de formación, a partir de sus elementos, del dióxido de carbono, el agua y el ácido fórmico (ácido metanoico), así como la reacción de combustión del ácido fórmico. A continuación determina la entalpía de combustión de este ácido. Datos: $\Delta H_f^\circ (\text{CO}_2) = -393,5 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{O}) (\text{l}) = -285,6 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ (\text{HCOOH}) = -415 \text{ kJ/mol}$



Aplicamos la ecuación 6.2:

$$\Delta H = \sum \Delta H_{\text{productos}} - \sum \Delta H_{\text{reactivos}}; \text{tenemos:}$$

$$\Delta H = [1 \text{ mol} \cdot (-393,5 \text{ kJ/mol}) + 1 \text{ mol} \cdot (-285,6 \text{ kJ/mol})] - [1 \text{ mol} \cdot (-415 \text{ kJ/mol}) + 0] = -264,1 \text{ kJ}$$

Velocidad de reacción

- 49 ¿Cómo puede medirse la velocidad de una reacción?

La velocidad de una reacción puede obtenerse midiendo la disminución de concentración de uno de los reactivos o el aumento de concentración de uno de los productos en la unidad de tiempo.

- 50 Enuncia y explica los factores que alteran la velocidad de una reacción química.

Los factores que alteran la velocidad de una reacción química son:

Naturaleza de los reactivos. Las reacciones entre disoluciones iónicas son muy rápidas, pues consisten simplemente en la

reagrupación de iones. También son rápidas aquellas en las que únicamente hay un intercambio de electrones de unos iones a otros, así como las reacciones exotérmicas que se dan entre sustancias gaseosas, una vez adquirida la energía de activación necesaria.

Concentración de los reactivos. Según la teoría cinético-molecular, el número de choques es proporcional a la concentración de cada uno de los reactivos que intervienen en la reacción.

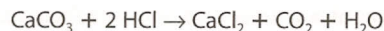
Superficie de contacto. En las llamadas reacciones heterogéneas, los reactivos están en fases diferentes, y como la reacción solo se da en la superficie de contacto, la velocidad de reacción va a depender directamente del tamaño de este área de contacto. Es por este motivo por el que los reactivos sólidos se suelen triturar. Y las reacciones entre gases, o entre sustancias en disolución, son rápidas, pues el grado de división es el máximo posible.

Temperatura. La velocidad de las reacciones está fuertemente influida por la temperatura. Muchas reacciones que a temperatura ordinaria tienen una velocidad casi nula alcanzan una gran velocidad con un ligero aumento de la temperatura, por ejemplo las combustiones. La explicación es sencilla: al aumentar la temperatura, incrementa la energía cinética media y se eleva también el número de moléculas que alcanzan la energía de activación.

Catalizadores. Los catalizadores son sustancias que modifican mucho la velocidad de las reacciones, sin que ellos mismos experimenten ninguna variación química permanente y sin que modifiquen la cantidad de producto formado. Su acción se llama catálisis.

La variación de la velocidad se debe a que el catalizador cambia el curso de la reacción y hace que esta transcurra por un camino nuevo, de menor energía de activación (catalizadores positivos) o de mayor energía de activación (catalizadores negativos o inhibidores).

- 51** Indica qué harías para aumentar la velocidad de la reacción que tiene lugar entre el CaCO_3 (s) y una disolución de HCl.



- Triturar el carbonato.
- Aumentar la concentración de HCl.
- Utilizar algún catalizador.
- Retirar alguno de los productos obtenidos.

- 52** ¿Por qué el hierro finamente dividido comienza a arder a menor temperatura que una barra de dicho material?

Por la mayor superficie de contacto que ofrece al O_2 .

- 53** ¿Cuál es el mecanismo de actuación de los catalizadores?

Llevar a la reacción por un camino distinto, de menor energía de activación (o de mayor energía de activación, si es un inhibidor).

Química industrial

- 54** Busca semejanzas y diferencias entre la química de laboratorio y la industrial.

Semejanzas: ambas estudian a pequeña escala el desarrollo de una determinada reacción química: mecanismo del proceso, condiciones más favorables, etc.

Diferencias: la química industrial trabaja con grandes cantidades de materias primas a la vez que obtiene grandes cantidades de productos químicos, por lo que necesita de una red de transporte y unas instalaciones muy espaciosas (depósitos, tanques, hornos, etc.); mientras que la química de laboratorio no precisa ni esas masivas cantidades de productos, ni la red de transporte ni las grandes instalaciones.

- 55** ¿Qué es la química verde?

La química verde es una rama de la química que trata de diseñar nuevos procesos con los que obtener los mismos o mejores productos químicos que los de ahora, reduciendo o eliminando el uso y producción de sustancias que puedan dañar la salud de las personas o el medio ambiente.

Señala la respuesta correcta en cada uno de los ejercicios:

1. Las reacciones químicas se producen siempre que:

- a) Se mezclan dos sustancias distintas.
- b) Tienen lugar choques entre las moléculas de los reactivos.
- c) Se consigan romper los enlaces de las moléculas de los reactivos.

2. De las siguientes ecuaciones químicas, indica cuáles están ajustadas:

- a) $\text{HCl} + 2 \text{Zn} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
- b) $2 \text{Fe} + 3 \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$
- c) $\text{H}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow 2 \text{HNO}_3$

3. La masa de oxígeno necesaria para que 15 g de monóxido de nitrógeno se transformen totalmente en dióxido de nitrógeno es:

- a) 16 g
- b) 8 g
- c) 32 g

4. En condiciones normales, el volumen de hidrógeno que se requiere para formar un mol de amoníaco es:

- a) 33,6 L
- b) 22,4 L
- c) 44,8 L

5. El volumen de oxígeno, a 25 °C y 0,9 atm, que hace falta para formar 243 g de óxido de magnesio a partir de un exceso de magnesio es:

- a) 81,45 L
- b) 2,23 L
- c) 40,52 L

6. Indica cuáles de las siguientes reacciones químicas son de oxidación-reducción:

- a) $2 \text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- b) $2 \text{KClO}_3 \rightarrow 2 \text{KCl} + 3 \text{O}_2$
- c) $\text{CaCO}_3 + \text{CaO} + \text{CO}_2$

7. El número de oxidación del S en el ion HSO_4^- es:

- a) -1
- b) +6
- c) -4

8. Una reacción es endotérmica si:

- a) La energía aportada para romper enlaces es inferior a la energía liberada al formarse los nuevos enlaces.
- b) La variación de entalpía es negativa.
- c) La energía aportada para romper enlaces es superior a la energía liberada al formarse los nuevos enlaces.

9. Sabiendo que para la reacción $\text{H}_2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ $\Delta H = -196 \text{ kJ}$, el calor desprendido cuando se descompone 5 g de peróxido de hidrógeno es:

- a) 34 kJ
- b) 98 kJ
- c) 28,8 kJ

10. La combustión del carbono es una reacción exotérmica; sin embargo:

- a) Necesita energía para producirse.
- b) Un catalizador la haría más exotérmica.
- c) Si trituramos el carbono, sería más exotérmica.