14 Reacciones químicas. Estequiometría

Actividades del interior de la unidad

1. Escribe, sin ajustar, las siguientes reacciones químicas utilizando la simbología que hemos visto en el epígrafe. Indica, además, qué sustancias son los reactivos y cuáles los productos:

a) El butano gaseoso, C_4H_{10}, se quema con el oxígeno del aire, O_2, para dar dióxido de carbono gas, CO_2, y agua líquida.

b) El carbonato de calcio sólido, $CaCO_3$, se descompone por la acción del calor en óxido de calcio sólido, CaO, y dióxido de carbono gas.

a) Los reactivos son el butano, C_4H_{10}, y el oxígeno, O_2. Los productos son el dióxido de carbono, CO_2, y el agua, H_2O:

$$C_4H_{10}(g) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + H_2O(l)$$

b) El reactivo es el carbonato de calcio; los productos son el óxido de calcio, CaO, y el dióxido de carbono, CO_2:

$$CaCO_3(s) \xrightarrow{\Delta} CaO(s) + CO_2(g)$$

2. Ajusta las siguientes reacciones químicas:

a) $H_2SO_4 + Al \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_2$

b) $NH_3 + O_2 \rightarrow N_2 + H_2O$

c) $HNO_3 + Cu \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$

d) $NO_2 + H_2O \rightarrow HNO_3 + NO$

e) $SO_2Cl_2 + HI \rightarrow I_2 + SO_2 + HCl$

Para ajustar las reacciones utilizamos el método de tanteo o de ensayo y error:

a) $3\ H_2SO_4 + 2\ Al \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3\ H_2$

b) $4\ NH_3 + 3\ O_2 \rightarrow 2\ N_2 + 6\ H_2O$

c) $8\ HNO_3 + 3\ Cu \rightarrow 3\ Cu(NO_3)_2 + 2\ NO + 4\ H_2O$

d) $3\ NO_2 + H_2O \rightarrow 2\ HNO_3 + NO$

e) $SO_2Cl_2 + 2\ HI \rightarrow I_2 + SO_2 + 2\ HCl$

3. Clasifica las siguientes reacciones atendiendo a cómo se reagrupan los átomos (síntesis, descomposición, etc.):

a) $NH_3 + HCl \rightarrow NH_4Cl$

b) $H_2SO_4 + Mg \rightarrow MgSO_4 + H_2$

c) $PCl_5 \rightarrow PCl_3 + Cl_2$

d) $Na_2CrO_4 + AgCl \rightarrow NaCl + Ag_2CrO_4$

a) Es una reacción de síntesis.

b) Es una reacción de sustitución.

c) Es una reacción de descomposición.

d) Es una reacción de doble sustitución (o doble desplazamiento). Esta reacción no está ajustada, ya que no es necesario a efectos de clasificarla.

4. ¿Qué significado tienen los coeficientes estequiométricos? Concrétalo en dos reacciones químicas cualesquiera.

Los coeficientes estequiométricos nos muestran la proporción en la que participa cada una de las sustancias presentes en una ecuación química. Las dos reacciones siguientes nos ayudan a comprender mejor su significado:

$$6\ HCl + 2\ Al \rightarrow 2\ AlCl_3 + 3\ H_2$$

$$2\ C_2H_2 + 5\ O_2 \rightarrow 4\ CO_2 + 2\ H_2O$$

En la primera, los coeficientes estequiométricos significan que 6 moles (o moléculas) de HCl necesitan 2 moles (o moléculas) de Al para formar 2 moles (o moléculas) de $AlCl_3$ y 3 moles (o moléculas) de H_2; en la segunda, 2 moles (o moléculas) de C_2H_2 necesitan (o reaccionan, o requieren) 5 moles (o moléculas) de O_2 para formar 4 moles (o moléculas) de CO_2 y 2 moles (o moléculas) de H_2O.

En ambas ecuaciones se puede simplificar dividiendo entre 2, si nos referimos a moles:

$$3\ HCl + Al \rightarrow AlCl_3 + \frac{3}{2} H_2 \quad ; \quad C_2H_2 + \frac{5}{2} O_2 \rightarrow 2\ CO_2 + H_2O$$

5. La reacción química de formación del agua en estado gaseoso viene dada por:

$$H_2\ (g) + 1/2\ O_2\ (g) \rightarrow H_2O\ (g)$$

Justifica la veracidad o falsedad de las siguientes proposiciones.

a) La cantidad de agua formada es igual a la cantidad de H_2 que haya reaccionado.

b) La cantidad de agua formada es la mitad de la cantidad de O_2 consumida.

c) El volumen de agua formado es la mitad del volumen de O_2 gastado.

d) El volumen de agua formado coincide con el volumen inicial de H_2.

a) **Verdadera.** La unidad de cantidad es el mol, y la reacción química, que está ajustada, dice que 1 mol de H_2 reacciona con 1/2 mol de O_2 para formar un mol de H_2O; es decir, las cantidades de H_2 y de H_2O son iguales.

b) **Falsa.** A partir de 1/2 mol de O_2 se forma el doble de H_2O, es decir, 1 mol.

c) **Falsa.** Estaríamos en el mismo caso que en el apartado anterior, porque, como todas las sustancias son gases, los coeficientes estequiométricos pueden referirse a volúmenes de combinación; por ejemplo, litros.

d) **Verdadera.** Teniendo en cuenta la explicación dada en el apartado anterior, la proporción es correcta, ya que el H_2 y el H_2O tienen el mismo coeficiente estequiométrico.

6. Repite la actividad anterior, pero ahora suponiendo que el agua se forma en estado líquido.

Ahora la reacción es:

$$H_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow H_2O\ (l)$$

a) **Verdadera.** Ocurre lo mismo que en el apartado a) de la actividad 5.

b) **Falsa.** Idéntica explicación que para el apartado b) de la actividad 5.

c) **Falsa.** No podemos comparar de manera rápida y fácil volúmenes de sustancias gaseosas y sustancias líquidas.

d) **Falsa.** Como el agua está en estado líquido, estamos en el mismo caso que en el apartado anterior: no podemos comparar a través de los coeficientes estequiométricos de forma directa volúmenes de sustancias gaseosas y líquidas.

7. El cinc metálico reacciona con el ácido clorhídrico, produciéndose gas hidrógeno y cloruro de cinc. ¿Qué masa de cinc se necesita para producir 10 g de hidrógeno?

La ecuación química ajustada es:

$$Zn + 2\ HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$$

El Zn y el H_2 están en la misma relación; es decir, cada mol de Zn que reaccione originará igual cantidad (en moles) de H_2. Teniendo en cuenta la masa molar del Zn, 65,38 g/mol, y del H_2, 2,02 g/mol, podremos escribir:

$$\frac{65{,}38\ \text{g Zn (1mol)}}{2{,}02\ \text{g } H_2\text{(1 mol)}} = \frac{x}{10} \rightarrow x = 323{,}7\ \text{g de Zn}$$

8. ¿Cuántos átomos de cada elemento hay contenidos en un gramo de alcohol etílico, C_2H_6O?

Empleando el método de los factores de conversión, obtenemos el número de átomos de C, H y O contenidos en un gramo de C_2H_6O, de masa molar 46,08 g/mol:

$$1\ \text{g de } C_2H_6O \cdot \frac{1\ \text{mol de } C_2H_6O}{46{,}08\ \text{g de } C_2H_6O} \cdot \frac{2\ \text{mol de C}}{1\ \text{mol de } C_2H_6O} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{átomos de C}}{1\ \text{mol de C}} =$$

$$= 2{,}614 \cdot 10^{22}\ \text{átomos de C}$$

$$1\ \text{g de } C_2H_6O \cdot \frac{1\ \text{mol de } C_2H_6O}{46{,}08\ \text{g de } C_2H_6O} \cdot \frac{6\ \text{mol de H}}{1\ \text{mol de } C_2H_6O} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{átomos de H}}{1\ \text{mol de H}} =$$

$$= 7{,}841 \cdot 10^{22}\ \text{átomos de H}$$

$$1\ \text{g de } C_2H_6O \cdot \frac{1\ \text{mol de } C_2H_6O}{46{,}08\ \text{g de } C_2H_6O} \cdot \frac{1\ \text{mol de O}}{1\ \text{mol de } C_2H_6O} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{átomos de O}}{1\ \text{mol de O}} =$$

$$= 1{,}307 \cdot 10^{22}\ \text{átomos de O}$$

9. El carbonato de calcio, $CaCO_3$, se descompone térmicamente en óxido de calcio, CaO, y dióxido de carbono. ¿Qué masa de carbonato es necesaria para obtener mediante esta reacción 50 kg de cal, CaO? Realizando una sola resta, calcula, además, la masa de CO_2 formada.

La ecuación química que describe el proceso nos indica que se formará la misma cantidad en moles de CaO que la que haya reaccionado de $CaCO_3$:

$$CaCO_3 \xrightarrow{\Delta} CaO + CO_2$$

Teniendo en cuenta las masas molares de estas dos sustancias podemos escribir:

$$\frac{1 \text{ mol de CaO}}{1 \text{ mol de } CaCO_3} = \frac{1 \text{ mol} \cdot 56{,}08 \text{ g/mol de CaO}}{1 \text{ mol} \cdot 100{,}09 \text{ g/mol de } CaCO_3} = \frac{50 \cdot 10^3 \text{ g de CaO}}{x} \rightarrow$$

$$\rightarrow x = 89\,239 \text{ g de } CaCO_3$$

Como en una reacción química la masa se conserva, la masa de CO_2 formada será:

$$m_{CO_2} = 89\,239 - 50\,000 = 39\,239 \text{ g de } CO_2$$

10. Calcula, para la actividad anterior, el volumen de dióxido de carbono que se desprende en condiciones normales de presión y temperatura.

En la actividad anterior calculamos que se forman 39 239 g de CO_2; como en c.n. de presión y temperatura el volumen molar es 22,4, dicha masa equivale a:

$$39\,239 \text{ g de } CO_2 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{44{,}01 \text{ g}} \cdot \frac{22{,}4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = 19\,972 \text{ L de } CO_2$$

11. En la reacción de combustión total del propano, C_3H_8, para dar dióxido de carbono y agua, calcula:

a) El volumen de oxígeno necesario para quemar completamente 1 m^3 de propano.

b) ¿Qué volumen de aire será necesario para llevar a cabo dicha combustión, sabiendo que el aire contiene aproximadamente un 20% en volumen de O_2?

Supón que todas las especies químicas son gases en las condiciones en las que se lleva a cabo la reacción.

a) La ecuación química que describe la combustión completa del propano es:

$$C_3H_8 + 5\ O_2 \rightarrow 3\ CO_2 + 4\ H_2O$$

Como todas las especies químicas son gases, los coeficientes estequiométricos pueden referirse a volúmenes. Luego:

$$1 \text{ m}^3 \text{ de } C_3H_8 \cdot \frac{5 \text{ L de } O_2}{1 \text{ L de } C_3H_8} = 5 \text{ m}^3 \text{ de } O_2$$

b) Teniendo en cuenta la composición volumétrica del aire, podremos escribir:

$$\frac{20 \text{ m}^3 \text{ de } O_2}{100 \text{ m}^3 \text{ de aire}} = \frac{5}{x} \rightarrow x = 25 \text{ m}^3 \text{ de aire}$$

12. Calcula los gramos de disolución acuosa de ácido sulfúrico al 8% en masa que se necesitan para disolver 5 g de aluminio, según el proceso, sin ajustar:

$$H_2SO_4\ (aq) + Al\ (s) \rightarrow H_2\ (g) + Al_2(SO_4)_3\ (aq)$$

Primero, ajustamos la reacción química citada:

$$3\ H_2SO_4 + 2\ Al \rightarrow 3\ H_2 + Al_2(SO_4)_3$$

Teniendo en cuenta las masas molares del ácido sulfúrico y del aluminio, 98,09 g/mol y 26,98 g/mol, respectivamente, podremos escribir:

$$\frac{3 \text{ mol de } H_2SO_4}{2 \text{ mol de Al}} = \frac{3 \cdot 98{,}09 \text{ g de } H_2SO_4}{2 \cdot 26{,}98 \text{ g de Al}} = \frac{x}{5} \rightarrow x = 27{,}27 \text{ g de } H_2SO_4$$

Esta masa es ácido puro; como disponemos de una disolución al 8% en masa de ácido, necesitaremos:

$$\frac{100 \text{ g de disolución}}{8 \text{ g de } H_2SO_4} = \frac{y}{27{,}27} \rightarrow y = 340{,}9 \text{ g de disolución}$$

13. La obtención de Fe en un alto horno se lleva a cabo en dos etapas:

$$\mathbf{C + CO_2 \rightarrow 2\ CO}$$
$$\mathbf{3\ CO + Fe_2O_3 \rightarrow 2\ Fe + 3\ CO_2}$$

Calcula la cantidad de carbón que se necesita para obtener 1 t de hierro.

Las dos etapas son:

$$C + CO_2 \rightarrow 2\ CO$$
$$3\ CO + Fe_2O_3 \rightarrow 2\ Fe + 3\ CO_2$$

Multiplicando la primera ecuación por tres y la segunda por dos, se obtiene la reacción global:

$$3\ C + 3\ CO_2 \rightarrow 6\ CO$$
$$6\ CO + 2\ Fe_2O_3 \rightarrow 4\ Fe + 6\ CO_2$$
$$\overline{3\ C + 2\ Fe_2O_3 \rightarrow 4\ Fe + 3\ CO_2}$$

a partir de la cual podemos obtener la cantidad de carbón necesaria:

$$\frac{4 \text{ mol de Fe}}{3 \text{ mol de C}} = \frac{4 \cdot 55{,}85 \text{ g de Fe}}{3 \text{ mol de C}} = \frac{1 \cdot 10^6 \text{ g de Fe}}{x} \rightarrow x = 13429 \text{ mol de C}$$

Hemos dejado la solución en moles, ya que la unidad de cantidad en química en el S.I. es el mol.

14. Una aleación metálica de 1,00 g, formada por Zn y Al, se trata con cantidad suficiente de HCl, desprendiéndose 0,614 L de H_2, medidos en c.n. Calcula la composición porcentual en masa de la aleación.

Las dos reacciones químicas ajustadas que tienen lugar son:

$$2\ HCl + Zn \rightarrow ZnCl_2 + H_2$$
$$6\ HCl + 2\ Al \rightarrow 2\ AlCl_3 + 3\ H_2$$

Como estamos en condiciones normales, el volumen molar será 22,4 L y, por tanto, la cantidad de H_2 que se desprende es:

$$0{,}614 \text{ L de } H_2 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{22{,}4 \text{ L}} = 0{,}0274 \text{ mol de } H_2$$

Por otro lado, tenemos que, según la primera ecuación, se formará igual cantidad de H_2 que la que reaccione de Zn. La segunda ecuación nos indica que el número de moles formados de H_2 en ese proceso es 3/2 veces la cantidad que haya de Al. Es decir:

$$n_{H_2} = n_{Zn} + \frac{3}{2} \cdot n_{Al}$$

Si llamamos x al número de gramos de Zn que hay en la aleación metálica, la masa de Al será $(1{,}00 - x)$. Teniendo en cuenta las masas molares de Zn y Al, 65,38 g/mol y 26,98 g/mol, respectivamente, podemos escribir:

$$0{,}0274 = \frac{x}{65{,}38} + 1{,}5 \cdot \frac{1{,}00 - x}{26{,}98}$$

Resolviendo la ecuación, obtenemos que:

$$x = 0{,}7 \text{ g}$$

Por tanto, la muestra contiene 0,7 g de Zn y 1,00 – 0,7 = 0,3 g de Al; es decir:

$$\frac{0{,}7 \text{ g}}{1{,}00 \text{ g}} \cdot 100 = 70\% \text{ de Zn}$$

$$\frac{0{,}3 \text{ g}}{1{,}00 \text{ g}} \cdot 100 = 30\% \text{ de Al}$$

15. ¿Qué volumen de dióxido de carbono, medido en c.n., se obtiene en la descomposición térmica de 1 kg de carbonato de calcio con un 45% de impurezas inertes? En la reacción se forma, además, óxido de calcio.

La descomposición térmica del carbonato de calcio, $CaCO_3$, viene descrita por la ecuación química:

$$CaCO_3 \xrightarrow{\Delta} CaO + CO_2$$

La masa de $CaCO_3$ que se descompone es:

$$1000 \text{ g de } CaCO_3 \cdot \frac{55 \text{ g de } CaCO_3}{100 \text{ g}} = 550 \text{ g de } CaCO_3$$

que, teniendo en cuenta su masa molar, 100,09 g/mol, equivalen a:

$$550 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{100{,}09 \text{ g}} = 5{,}495 \text{ mol de } CaCO_3$$

La ecuación química nos muestra que los coeficientes estequiométricos de $CaCO_3$ y CO_2 son iguales; por tanto, se formará la misma cantidad de CO_2 que la que reacciona de $CaCO_3$; es decir, 5,495 mol de CO_2.

Como las condiciones de presión y temperatura son las normales, el volumen molar será 22,4 L. Luego, se desprenderán:

$$5{,}495 \text{ mol de } CO_2 \cdot \frac{22{,}4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = 123{,}1 \text{ L de } CO_2$$

16. Se mezclan 10 mL de una disolución de HCl 1 M con 10 mL de otra de KOH 1 M. Calcula la masa de cloruro de potasio formada.

La reacción de neutralización viene descrita por la ecuación:

$$HCl + KOH \rightarrow KCl + H_2O$$

Esta ecuación química nos indica que el proceso transcurre mol a mol; es decir, el HCl y el KOH reaccionan en iguales cantidades (en moles)

Como ambas disoluciones son 1 M:

$$\frac{1 \text{ mol de HCl}}{1000 \text{ mL de disolución}} = \frac{x}{10} \rightarrow x = 0{,}01 \text{ mol de HCl}$$

$$\frac{1 \text{ mol de HCl}}{1000 \text{ mL de disolución}} = \frac{y}{10} \rightarrow y = 0{,}01 \text{ mol de KOH}$$

Como las cantidades están en la relación estequiométrica, no habrá ningún reactivo en exceso; por tanto, el cálculo de la cantidad formada de KCl lo podemos hacer a partir de cualquiera de las dos sustancias reactivas.

Tomamos, por ejemplo, el KOH. Como KOH y KCl tienen los mismos coeficientes estequiométricos, se formará igual cantidad de KCl que la que haya reaccionado de KOH, es decir, obtendremos 0,01 mol de KCl. Como su masa molar es 75,55 g/mol, dicha cantidad equivale a:

$$0{,}01 \text{ mol KCl} \cdot \frac{74{,}55 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 0{,}75 \text{ g de KCl}$$

17. La combustión completa de 3,00 g de propano produjo 1 100 mL de dióxido de carbono, medidos en condiciones normales. ¿Cuál fue el rendimiento de la reacción?

La reacción de combustión completa viene descrita por la ecuación:

$$C_3H_8 + 5\ O_2 \rightarrow 3\ CO_2 + 4\ H_2O$$

Como la masa molar del propano es 44,11 g/mol, los 3,00 g de esta sustancia equivalen a:

$$3{,}00 \text{ g de } C_3H_8 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{44{,}11 \text{ g}} = 0{,}068 \text{ mol de } C_3H_8$$

La ecuación química nos muestra que se forman tres veces más cantidad de CO_2, es decir, $0{,}068 \cdot 3 = 0{,}204$ mol de CO_2.

Al estar en condiciones normales de presión y temperatura, el volumen molar será 22,4 L; luego, deberían desprenderse:

$$0{,}204 \text{ mol de } CO_2 \cdot \frac{22{,}4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = 4{,}57 \text{ L de } CO_2 = 4570 \text{ mL}$$

Como realmente se desprenden 1 100 mL, el rendimiento de la reacción ha sido el siguiente:

$$R = \frac{1100 \text{ mL}}{4570 \text{ mL}} \cdot 100 = 24{,}07\%$$