

Actividades

1 Ajustar las siguientes ecuaciones químicas:

- a) $CH_4 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O.$
- b) $NH_3 + O_2 \longrightarrow NO + H_2O.$
- c) $Mg_3N_2 + H_2O \longrightarrow Mg(OH)_2 + NH_3$
- d) $KClO_3 \longrightarrow KCl + O_2.$
- e) $Al(NO_3)_3 + Na_2S \longrightarrow Al_2S_3 + NaNO_3$
- f) $CaH_2 + H_2O \longrightarrow H_2 + Ca(OH)_2$



- a) $CH_4 + 4O_2 \longrightarrow CO_2 + 2H_2O.$
- b) $2NH_3 + 5/2O_2 \longrightarrow 2NO + 3H_2O.$
- c) $Mg_3N_2 + 6 H_2O \longrightarrow 3 Mg(OH)_2 + 2NH_3$
- d) $KClO_3 \longrightarrow KCl + 3/2O_2.$
- e) $2Al(NO_3)_3 + 3Na_2S \longrightarrow Al_2S_3 + 6NaNO_3$
- f) $CaH_2 + 2H_2O \longrightarrow 2H_2 + Ca(OH)_2$



2 ¿Están ajustadas las siguientes reacciones químicas?

- a) $KNO_3 \longrightarrow O_2 + KNO_2$
- b) $2FeS + 7O_2 \longrightarrow Fe_2O_3 + 2SO_2.$
- c) $Ag + HNO_3 \longrightarrow AgNO_3 + NO_2 + H_2O.$
- d) $CaCO_3 + HCl \longrightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O.$
- e) $2 SO_2 + O_2 \longrightarrow 2 SO_2.$
- f) $Na_2CO_3 + Ca(OH)_2 \longrightarrow NaOH + CaCO_3.$



a) En una tabla expresamos las cantidades (en átomos) de los elementos presentes en la reacción:

$KNO_3 \longrightarrow O_2 + KNO_2$		
Elementos	Reactivos	Productos
K	1	1
N	1	1
O	3	2+2 = 4

Luego **no** esta **ajustada**, hay más oxígeno en los productos. Sería: $2KNO_3 \longrightarrow O_2 + 2KNO_2$

b)

$2FeS + 7O_2 \longrightarrow Fe_2O_3 + 2SO_2$		
Elementos	Reactivos	Productos
Fe	2	2
S	2	2
O	14	3 + 4 = 7

No está **ajustada** ya que en los reactivos hay más oxígeno. $2FeS + 7/2O_2 \longrightarrow Fe_2O_3 + 2SO_2$

c)

$Ag + HNO_3 \longrightarrow AgNO_3 + NO_2 + H_2O$		
Elementos	Reactivos	Productos
Ag	1	1
H	1	2
O	3	3 + 2 + 1 = 6
N	1	1 + 1 = 2

No están **ajustados** ni el O ni el N ni el H. $Ag + 2HNO_3 \longrightarrow AgNO_3 + NO_2 + H_2O$

d)

$CaCO_3 + 2HCl \longrightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O.$		
Elementos	Reactivos	Productos
Ca	1	1
C	1	1
O	3	2+1 = 3
H	2	2
Cl	2	2

Sí está **ajustada**.

e)

$2 SO_2 + O_2 \longrightarrow 2 SO_3$		
Elementos	Reactivos	Productos
S	2	2
O	6	6

Sí está **ajustada**.

f)

$Na_2CO_3 + Ca(OH)_2 \longrightarrow NaOH + CaCO_3.$		
Elementos	Reactivos	Productos
Na	2	1
C	1	1
O	3+2 = 5	3 + 1 = 4
H	2	1

No están **ajustados** ni el O ni el H, ni el Na. $Na_2CO_3 + Ca(OH)_2 \longrightarrow 2NaOH + CaCO_3.$



3 Lee de todas las formas posibles las siguientes reacciones:

- a) $F_2(g) + H_2(g) \longrightarrow 2HF(g)$
- b) $2H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2H_2O(g)$
- c) $2SO_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2SO_3(g)$



a)

$F_2(g) + H_2(g) \longrightarrow 2HF(g)$		
Relación	Reaccionan	Producen
Moles	1 mol de F_2 más 1 de H_2	2 moles de HF
Masas	38 g de F_2 más 2 g de H_2	40 g de HF
Volúmenes	1 L de F_2 más 1 L de H_2	2 L de HF
Masas y volúmenes	38 g de F_2 más 1 L de H_2	40 g de HF

b)

$2H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2H_2O(g)$		
Relación	Reaccionan	Producen
Moles	2 moles de H_2 más 1 de O_2	2 moles de agua
Masas	4 g de H_2 más 32 g de O_2	36 g de agua
Volúmenes	1 L de H_2 más 1 L de O_2	2 L de agua
Masas y volúmenes	4 g de H_2 más 1 L de O_2	36 g de agua

c)

$2SO_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2SO_3(g)$		
Relación	Reaccionan	Producen
Moles	2 moles de SO_2 más 1 de O_2	2 moles de SO_3
Masas	128 g de SO_2 más 32 g de O_2	160 g de Trióxido de azufre
Volúmenes	2 L de SO_2 más 1 L de O_2	2 L de SO_3
Masas y volúmenes	128 g de SO_2 más 1 L de O_2	160 g de Trióxido de azufre

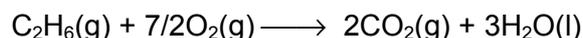


4 Se hace arder en atmósfera de oxígeno, 30 g de etano (C_2H_6). Calcula:

- a) El volumen necesario de oxígeno en CN.
- b) El volumen necesario de oxígeno a $p = 1,5 \text{ atm}$ y $T = 60^\circ C$.
- c) El volumen de CO_2 que se ha obtenido en CN.



Escribimos y ajustamos la reacción:



a)

$$V(O_2) = 30 \text{ g de } C_2H_6 \cdot \frac{1 \text{ mol de } C_2H_6}{30 \text{ g de } C_2H_6} \cdot \frac{7}{2} \frac{\text{mol de } O_2}{1 \text{ mol de } C_2H_6} \cdot \frac{22,4 \text{ de } O_2}{1 \text{ mol de } O_2} = 78,4 \text{ L de } O_2.$$

b) Hallamos primero los moles de O_2 necesarios:

$$n^\circ \text{ moles de } O_2 = 30 \text{ g de } C_2H_6 \cdot \frac{1 \text{ mol de } C_2H_6}{30 \text{ g de } C_2H_6} \cdot \frac{7}{2} \frac{\text{mol de } O_2}{1 \text{ mol de } C_2H_6} = 3,5 \text{ mol de } O_2$$

y ahora hallamos el volumen que ocupan esos moles en las condiciones de $p = 1,5 \text{ atm}$ y $T = 60^\circ + 273 = 333 \text{ K}$ a partir de la ley de los gases perfectos:

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{3,5 \text{ mol de O}_2 \cdot 0,082 \frac{\text{atm}\cdot\text{L}}{\text{K}\cdot\text{mol}} \cdot 333 \text{ K}}{1,5 \text{ atm}} = 63,7 \text{ L de O}_2.$$

c) Hallamos primero, mediante la estequiometría los moles de CO_2 que se producen, teniendo en cuenta que 1 mol de C_2H_6 (que son 30 g) producen 2 mol de CO_2 y después pasamos a volumen teniendo en cuenta que 1 mol de CO_2 ocupan, en CN, 22,4 L, luego 2 mol ocuparan el doble 44,8 L.

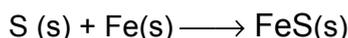


5 Se hizo reaccionar, a altas temperaturas, 6,4 g de azufre con 6,5 g de hierro, originándose sulfuro de hierro(II).

- 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?



Reacción:



a) y c) Según la estequiometría 32 g de S reaccionan con 55,8 g de Fe luego el reactivo limitante es el hierro, con 6,5 g de Fe reaccionan $\frac{32}{55,8} \cdot 6,5 = 3,73 \text{ g}$ de azufre, sobrando $6,4 - 3,73 = 2,67 \text{ g}$ de azufre.

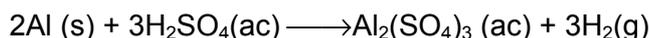
b) $\frac{55,8 \text{ g de Fe}}{87,8 \text{ g de FeS}} = \frac{6,5 \text{ g de Fe}}{x} \Leftrightarrow x = \frac{87,8 \text{ g de FeS} \cdot 6,5 \text{ g de Fe}}{55,8 \text{ g de Fe}} = 10,23 \text{ g de FeS}$ se forman, que podemos también hallar basándonos en la conservación de la masa: si reaccionan 3,73 g de S con 6,5 g de hierro, se obtendrá la suma de productos $3,73 + 6,5 = 10,23 \text{ g de FeS}$.



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: La cantidad de ácido sulfúrico que queda sin reaccionar. El volumen de gas obtenido a 27°C y 2 atm.



Reacción:



Como se dice que el hay exceso de sulfúrico el reactivo limitante es el Aluminio, a partir de él hallamos la cantidad de sulfúrico que se consume y, por tanto la que queda sin reaccionar:

$$13,5 \text{ g de Al} \cdot \frac{1 \text{ mol de Al}}{27 \text{ g de Al}} \cdot \frac{3 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ moles de Al}} \cdot \frac{98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4} = 73,5 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \text{ se consumen}$$

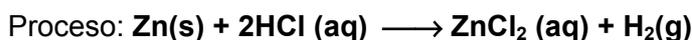
Ahora calculamos la masa de sulfúrico que hay en los 500 mL de disolución 1,7 M:

$$1,7 \frac{\text{mol de H}_2\text{SO}_4}{1000\text{mL}} \cdot 500\text{mL} \cdot \frac{98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4} = 83,3 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \text{ había en un principio.}$$

Luego el ácido que queda sin reaccionar es: $83,3 \text{ g} - 73,5 \text{ g} = 9,8 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$



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.*



En 0,5 L de disolución 1 M de HCl hay $0,5 \text{ L} \cdot 1 \text{ mol/L} = 0,5 \text{ mol de HCl}$

Como la masa molar del Zn es 65,4 g/mol, según la esquemiotería:

$$\frac{2 \text{ mol de HCl}}{65,4 \text{ g de Zn}} = \frac{0,5 \text{ mol de HCl}}{x} \Leftrightarrow x = \frac{0,5 \text{ mol de HCl}}{2 \text{ mol de HCl}} \cdot 65,4 \text{ g de Zn} = 16,35 \text{ g de Zn se necesitarían si fuese puro}$$

pero como el mineral está al 20 % de pureza, se necesitarán:

$$\frac{100 \text{ g de mineral}}{20 \text{ g de Zn}} = \frac{x}{16,35 \text{ g de Zn}} \Leftrightarrow x = 16,35 \text{ g de Zn} \cdot \frac{100 \text{ g de mineral}}{20 \text{ g de Zn}} = 81,75 \text{ g de mineral de Zn al 20 \% se necesitan.}$$



8 **PAU** *El carbonato de calcio (CaCO₃) de las rocas calizas se descompone, al ser calentado, en óxido de calcio (CaO) y dióxido de carbono (CO₂). 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 CaCO₃.*
- b) *El volumen de CO₂ obtenido a 17°C y 740 mmHg de presión.*



Escribimos y ajustamos la reacción:



a)

$$1 \text{ kg caliza} \cdot \frac{70 \text{ kg de CaCO}_3}{100 \text{ kg de caliza}} \cdot \frac{1000 \text{ g de CaCO}_3}{1 \text{ kg de CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol de CaCO}_3}{100 \text{ g de CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol de CaO}}{1 \text{ mol de CaCO}_3} \cdot \frac{56 \text{ g de CaO}}{1 \text{ mol de CaO}} = 392 \text{ g}$$

de cal viva (CaO).

b)

$$1 \text{ kg caliza} \cdot \frac{70 \text{ kg de CaCO}_3}{100 \text{ kg de caliza}} \cdot \frac{1000 \text{ g de CaCO}_3}{1 \text{ kg de CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol de CaCO}_3}{100 \text{ g de CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{1 \text{ mol de CaCO}_3} = 7 \text{ moles de CO}_2 \text{ que}$$

en las condiciones citadas ocupan un volumen:

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{7\text{ moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 290\text{K}}{740\text{mmHg} \cdot \frac{1\text{atm}}{760\text{mmHg}}} = 170,96 \text{ L}$$



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?



a) Masa molar del HCl = 36,5 g/mol, masa molar del ZnCl₂ = 65,4 g de Zn + 2·35,5 g de Cl = 136,4 g/mol.

$$\frac{2 \text{ mol HCl}}{\text{producen 1 mol de ZnCl}_2} = \frac{2 \cdot 36,5 \text{ g de HCl}}{136,4 \text{ g de ZnCl}_2} = \frac{x}{45 \text{ g de ZnCl}_2} \Leftrightarrow x = 45 \text{ g de ZnCl}_2 \cdot \frac{73 \text{ g de HCl}}{136,4 \text{ g de ZnCl}_2} = 24,08 \text{ g de HCl}$$

al 100% pero lo tenemos al 30% luego necesitaremos:

$$\frac{100 \text{ g de disolución}}{30 \text{ g de HCl}} = \frac{x}{24,08 \text{ g de HCl}} \Leftrightarrow x = 24,08 \text{ g de HCl} \cdot \frac{100 \text{ g de disolución}}{30 \text{ g de HCl}} = 80,3 \text{ g de disolución de HCl al 30 \% se necesitan.}$$

b) $\frac{1 \text{ mol de ZnCl}_2}{1 \text{ mol de H}_2\text{S}} = \frac{136,4 \text{ g de ZnCl}_2}{1 \text{ mol de H}_2\text{S}} = \frac{45 \text{ g de ZnCl}_2}{x} \Leftrightarrow x = 45 \text{ g de ZnCl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{S}}{136,4 \text{ g de ZnCl}_2} = 0,33 \text{ mol de H}_2\text{S}$,
 que, teniendo en cuenta que c.n. 1 mol ocupa 22,4 L, 0,33 mol ocuparán: 0,33 mol · 22,4 L /mol = 7,4 L en c.n.



10) Al calentar 13,5 g de un bicarbonato de amonio (NH₄HCO₃) impuro, se obtienen 3,4 L de dióxido de carbono medido en condiciones normales. Halla la pureza del bicarbonato de amonio empleado (además de CO₂, se obtienen NH₃ y H₂O).



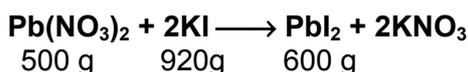
Como 1 mol de cualquier gas en condiciones normales ocupa 22,4 L, y la masa molar del NH₄HCO₃ es 14 g de N + 5 g de H + 12 g de C + 3·16 g de O = 79 g/mol, si hacemos la proporción teniendo en cuenta la estequiometría:

$$\frac{1 \text{ mol de NH}_4\text{HCO}_3}{1 \text{ mol de CO}_2} = \frac{79 \text{ g de NH}_4\text{HCO}_3}{22,4 \text{ L de CO}_2} = \frac{x}{3,4 \text{ L de CO}_2} \Rightarrow x = 3,4 \text{ L de CO}_2 \cdot \frac{79 \text{ g de NH}_4\text{HCO}_3}{22,4 \text{ L de CO}_2} = 12 \text{ g de}$$

$$\text{Pureza} = \frac{12 \text{ g de NH}_4\text{HCO}_3}{13,5 \text{ g de mineral}} \cdot 100 = 88,9 \% \text{ de pureza.}$$



III 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.



Masas molares: $\left\{ \begin{array}{l} \text{Pb(NO}_3)_2 : 207,2 \text{ g de Pb} + 2(14 \text{ g de N} + 3 \cdot 16 \text{ g de O}) = 331,2 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \\ \text{KI} : 39,1 \text{ g de K} + 127 \text{ g de I} = 166,1 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \\ \text{PbI}_2 : 207,2 \text{ g de Pb} + 2 \cdot 127 \text{ g de I} = 461,2 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \end{array} \right.$

Un mol de $\text{Pb(NO}_3)_2$ (que son 331,2 g) reacciona con 2 moles de KI (que son $2 \cdot 166,1 \text{ g} = 332,2 \text{ g}$) luego 500 g de $\text{Pb(NO}_3)_2$ necesitarían aproximadamente los mismos de KI, como tenemos 920 g este último, **KI, es el reactivo en exceso y el $\text{Pb(NO}_3)_2$ el limitante.**

Según la estequiometría para producir 1 mol de PbI_2 (que son 461,2 g) se necesita mol de $\text{Pb(NO}_3)_2$ (que son 331,2 g), haciendo las proporciones:

$$\frac{461,2 \text{ g de PbI}_2}{331,2 \text{ g de Pb(NO}_3)_2} = \frac{600 \text{ g de PbI}_2}{x} \Rightarrow x = 600 \text{ g de PbI}_2 \cdot \frac{331,2 \text{ g de Pb(NO}_3)_2}{461,2 \text{ g de PbI}_2} = 430,9 \text{ g de Pb(NO}_3)_2$$

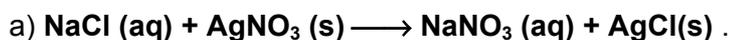
Como han reaccionado 500 g, el rendimiento es: $R = \frac{430,9}{500} \cdot 100 = 86,2 \%$.



I 2 PAU A 100 cm³ de una disolución de cloruro de sodio 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) Volumen de disolución de cloruro sódico = $V = 100 \text{ cm}^3 = 0,1 \text{ L}$.

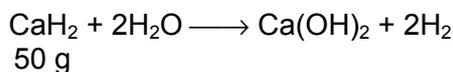
Moles de NaCl presentes en la disolución = $0,5 \text{ mol/L} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,05 \text{ mol de NaCl}$.

De acuerdo con la reacción 1 mol de NaCl producen 1 mol de AgCl (143,5 g) luego 0,05 mol de NaCl producirán $0,05 \text{ mol de NaCl} \cdot \frac{143,5 \text{ g de AgCl}}{1 \text{ mol de NaCl}} = 7,175 \text{ g de AgCl}$ si el rendimiento fuese un 100% pero es sólo de un 55 %, luego la masa de AgCl obtenida es $7,175 \text{ g} \cdot 0,55 = 3,95 \text{ g de AgCl}$.

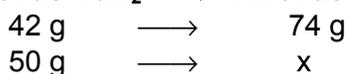


13 PAU Al reaccionar 50 g de hidruro de calcio con suficiente agua, se forma hidróxido de calcio e hidrógeno. Si el rendimiento de la reacción es del 60 %. Calcula

- La cantidad de hidróxido de calcio que se forma.
- El volumen que se obtiene de hidrógeno medido a 780 mmHg y 35 °C

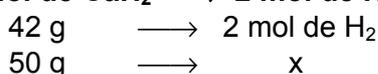


a) 1 mol de CaH₂ → 1 mol de Ca(OH)₂



$x = 50 \text{ g de CaH}_2 \cdot \frac{74 \text{ g de Ca(OH)}_2}{42 \text{ g de CaH}_2} = 88,1 \text{ g de Ca(OH)}_2$ se forman si el rendimiento fuese del 100 % pero como el rendimiento es del 60 % se obtendrán $88,1 \cdot 0,6 = 52,86 \text{ g de Ca(OH)}_2$.

b) 1 mol de CaH₂ → 2 mol de H₂



$x = 50 \text{ g de CaH}_2 \cdot \frac{2 \text{ moles de H}_2}{42 \text{ g de CaH}_2} = 2,38 \text{ moles de H}_2$ que al 60 % sería $2,38 \cdot 0,60 = 1,428 \text{ moles de H}_2$ se obtienen que ocupan en las condiciones dadas un volumen:

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{1,428 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (35 + 273) \text{ K}}{\frac{780}{760} \text{ atm}} = 35,14 \text{ L}$$



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

- $4 \text{ HCl} + \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{ H}_2\text{O} + 2 \text{ Cl}_2$
- $\text{Ba} + \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{ BaO}$:
- $2 \text{ HgO} \longrightarrow 2 \text{ Hg} + \text{O}_2$
- $\text{Cu (NO}_3)_2 \longrightarrow \text{CuO} + 2 \text{ NO}_2 + 1/2 \text{ O}_2$



- es una sustitución de oxidación reducción (redox).
- Reacción de síntesis o adición (redox)
- Descomposición redox
- Descomposición redox.



15 Completa las siguientes reacciones, ajuntándolas, y especifica a qué tipo pertenecen:

- $\dots + \text{Cr}_2\text{O}_3 \longrightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + \dots$
- $\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_3 \longrightarrow \dots$
- $\text{H}_2 + \dots \longrightarrow \text{NH}_3$
- $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{HCl} \longrightarrow \dots + \text{FeCl}_3$



- a) $2\text{Al} + \text{Cr}_2\text{O}_3 \longrightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Cr}$ es una sustitución.
 b) $\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_3 \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$ es una síntesis.
 c) $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \longrightarrow 2\text{NH}_3$ es una síntesis.
 d) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} \longrightarrow 3\text{H}_2\text{O} + 2\text{FeCl}_3$ es una sustitución.
 e) $\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 \longrightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ es una síntesis.



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



O_2 y O_3 estado de oxidación 0.

+1 -2
 H_2O

+3 -1
 FeH_3

+5 -2
 NO_3^-

+2 +4 -2
 CaCO_3

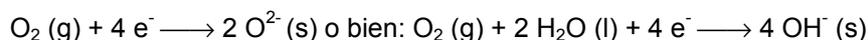


17 Describe el proceso que tiene lugar cuando un clavo de hierro se deja durante mucho tiempo a la intemperie.



Un metal se oxida cuando pierde electrones. Cuando este proceso está causado por los agentes atmosféricos se llama corrosión. Se denomina corrosión al deterioro de cualquier material, y en especial los metales, producido por el medio ambiente. La corrosión es un fenómeno electroquímico, aunque de naturaleza muy compleja, que consiste en la oxidación de un metal en contacto con el oxígeno atmosférico y la humedad para formar un óxido metálico. Se citan como clásicas las dos condiciones necesarias para que se produzca la corrosión: que haya oxígeno y que haya humedad.

El oxígeno toma los electrones del metal:



La humedad del aire es usualmente el medio que permite la transferencia de los electrones. Por condensación del vapor de agua, el metal se encuentra recubierto por una fina película de agua, que, con las sustancias que ha ido tomando de la atmósfera, constituye una disolución iónica (la corrosión es muy rápida cerca del mar donde la atmósfera está cargada de NaCl).

El fenómeno de corrosión más cotidiano es el aherrumbramiento del hierro; sin embargo, el oscurecimiento de los objetos de plata o la formación de una capa verdosa en el cobre y sus aleaciones son también debidos a la corrosión. La corrosión afecta a automóviles, barcos, puentes y todo tipo de construcciones metálicas expuestas a los agentes atmosféricos. El problema de la corrosión es particularmente importante desde el punto de vista económico, ya que las pérdidas que ocasiona en los países industrializados son muy elevadas. No sólo hay que tener en cuenta el coste asociado a la reparación de los daños producidos, sino también las inversiones que la protección frente a este fenómeno origina.

En el caso del hierro el producto de la corrosión es un óxido hidratado, de color marrón-naranja, de formulación $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ conocido como herrumbre u orín.

No se conoce el proceso con exactitud, aunque sí su mecanismo general: se requiere un medio acuoso ácido, que actúa de cátodo; la propia estructura de hierro es el ánodo y también el conductor para transportar los electrones y cerrar el circuito de la celda galvánica.

En la corrosión del hierro, el agua actúa como lugar en el que se produce la reacción entre el oxígeno y el hierro y como transmisor de los cationes, que se depositan en forma de herrumbre. El metal de hierro actúa de conductor de electrones para el proceso de reducción del oxígeno atmosférico en medio ácido. La lluvia ácida acelera la corrosión. Con el fin de paliar las corrosiones, se han propuesto varios métodos. En general se trata de estrategias bien diferenciadas:

- Recubrimientos superficiales.
- Protección catódica.
- Técnica de pasivado.

Recubrimientos superficiales

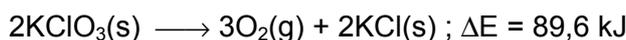
Este método es de tipo físico: se trata de evitar el contacto entre el metal que se desea proteger -por ejemplo, el hierro- y el oxígeno atmosférico o disuelto en agua. Esto se logra mediante pinturas o con deposiciones de capas metálicas protectoras, por inmersión en el metal fundido o por electrodeposición. Si se rompe la capa protectora, el hierro se oxidará siempre que el metal que forma esa capa tenga más tendencia a reducirse que él (por ejemplo, el estaño o el cobre). Si tiene menos tendencia a reducirse que el hierro, se producirá la oxidación del metal protector; esto es lo que sucede en la galvanización, que consiste en recubrir el hierro con una capa de cinc.

Técnica del pasivado

El pasivado se produce al hacer que el hierro reaccione con un oxidante fuerte como el ácido nítrico o el dicromato de potasio. Al sumergir el hierro en una disolución concentrada de estas sustancias, se forma una capa superficial de Fe_2O_3 que impide que la oxidación progrese hacia el interior.



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 .



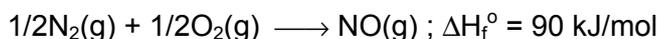
Masa molecular del KClO_3 = 39 g de K + 35,5 g de Cl + 3·16 g de O = 122,5 g/mol.

Al descomponerse dos moles de KClO_3 (que son 245 g) se desprenden 89,6 KJ, luego al descomponer 112,5 g de KClO_3 se desprenden:

$$112,5 \text{ g de } \text{KClO}_3 \cdot \frac{89,6 \text{ kJ}}{245 \text{ g de } \text{KClO}_3} = 41,14 \text{ kJ}$$



19 Cuando se forma 1 mol de óxido de nitrógeno (II), NO (g), a partir de sus elementos gaseosos y en condiciones estándar de presión y temperatura, 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) $\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$
- b) $2\text{KClO}_3(\text{s}) \longrightarrow 3\text{O}_2(\text{g}) + 2\text{KCl}(\text{s})$.
- c) $2\text{KClO}_3(\text{s}) + \text{calor} \longrightarrow 3\text{O}_2(\text{g}) + 2\text{KCl}(\text{s})$
- d) $2\text{KClO}_3(\text{s}) + \text{calor} + \text{MnO}_2(\text{s}) \longrightarrow 3\text{O}_2(\text{g}) + 2\text{KCl} + \text{MnO}_2(\text{s})$



La más lenta es la b) que ocurre sin aporte de calor, después la c) y luego la d) en que se usa el dióxido de manganeso como catalizador positivo y las más rápida es la combustión del metano que es explosiva.



21 Define materia prima y clasifica en distintos grupos los materiales del punto 5 del tema, escribiendo tres ejemplos de cada uno.



Se conoce como **materias primas** a los materiales extraídos de la naturaleza que nos sirven para construir los bienes de consumo. Se clasifican según su origen: vegetal, animal, y mineral.

Origen	Materias primas
Animal	Grasas
Vegetal	Grasas, frutos, alcaloides, madera
Mineral	Oxígeno, nitrógeno, agua, petróleo, carbón, azufre, minerales



22 Enumera ventajas e inconvenientes de la química industrial



Ventajas

- Sus productos se utilizan en la fabricación de muchos de los bienes que consumimos a diario (ropa alimentos, medicinas, juguetes, combustibles, electrodomésticos, etc).
- Investigación y desarrollo: la industria química es uno de los motores de la investigación y desarrollo de nuevos productos y procesos de fabricación más dinámicos.

Desventajas

☀ **Accidentes**, que pueden ser mortales, para trabajadores y el medio circundante.

☀ **Contaminación del medio ambiente:**

☀ Agua: los desechos de las compañías químicas y que generan residuos tóxicos que aunque deben estar regulados por las leyes es mucho más sencillo y barato tirar todo a los cauces públicos.

☀ Aire: gases tóxicos producidos por las actividades de todas las industrias.

☀ Tierra: contaminación por organofosfatos utilizados en la industria agropecuaria que fueron producidos más concentrados para que las cosechas fueran mejores más abundantes.

☀ **Armas de destrucción masiva:** en el afán de ser mejor en todo el hombre descubrió que la mejor forma de matar es en masa, cuanto más mueran o queden dañados en menor tiempo mejor.

☀ Bombas atómicas y de hidrógeno: ya sabemos todas las ventajas que estas ofrecen destrucción de todo ser vivo en algunos kilómetros a la redonda y contaminación de todo el ecosistema con radiación.

☀ Armas químicas: como el gas mostaza y gases tóxicos que se propagan durante ataques terroristas.

☀ Necesita de **grandes cantidades de materias primas** y, sobre todo, **energía** y **amplia red de transporte**.

☀ Necesita **condiciones de almacenamiento especiales** debido a la peligrosidad (tóxicos, corrosivos, explosivos, contaminantes) de muchos de los productos químicos.

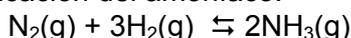


23 *¿A qué tipo de industria pertenece la fabricación del amoníaco por el método de Haber y la obtención del sulfúrico por el método de contacto o cámaras de plomo? ¿Qué tipo de materias primas se utilizan en ambos casos?*



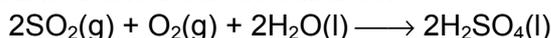
Son los ejemplos clásicos de industria química y los más fabricados en todo el mundo.

☀ Materias primas para la fabricación del amoníaco:



El nitrógeno se obtiene por destilación fraccionada del aire líquido y el hidrógeno por electrolisis del agua.

☀ Materias primas para la fabricación del ácido sulfúrico:



El dióxido de azufre se obtiene por tostación de piritas azufrosas o combustión de azufre, el oxígeno del aire evidentemente y agua.

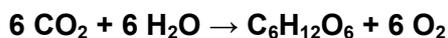


24 *Cita cuatro ejemplos de reacciones químicas de interés biológico*

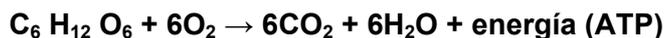


Fermentación alcohólica: obtención de alcohol a partir de sustancias azucaradas mediante la acción de las enzimas de fermentación.

Fotosíntesis: Proceso mediante el cual las plantas, algas y algunas bacterias captan y utilizan la energía de la luz para transformar la materia inorgánica de su medio externo en materia orgánica que utilizarán para su crecimiento y desarrollo. La ecuación básica de la fotosíntesis puede formularse:



Respiración: Consiste en un intercambio gaseoso osmótico (o por difusión) con su medio ambiente en el que se capta oxígeno, necesario para la respiración celular, y se desecha dióxido de carbono, como subproducto del metabolismo energético. La reacción química global de la respiración es el proceso contrario del anterior :



Digestión: Conjunto de reacciones químicas que producen la transformación de los alimentos formados por moléculas complejas en moléculas más sencillas que son fácilmente absorbibles por el intestino. Así los hidratos de carbono se convierten en monosacáridos como la glucosa, las grasas se rompen en ácidos grasos y glicerina, y las proteínas se transforman en aminoácidos. Las reacciones químicas más importantes en la digestión son las de **hidrólisis**, favorecidas por enzimas que contienen los jugos digestivos



CUESTIONES Y PROBLEMAS

REACCIÓN Y ECUACIÓN QUÍMICA

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



En una mezcla los componentes no alteran su naturaleza o composición química, las sustancias siguen siendo las mismas pero se mezclan.

En una reacción química las sustancias que intervienen cambian su composición convirtiéndose en otras diferentes.



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



Una **reacción química** es un proceso en el que una o más sustancias, denominadas **reactivos**, se transforman en otra u otras sustancias, de naturaleza distinta, que denominamos **productos**.

Una **ecuación química** es una descripción simbólica de una **reacción química**. Muestra las sustancias que reaccionan (**reactivos** o reactantes), las sustancias que se obtienen es el **producto** y nos indican además las cantidades relativas de las sustancias que intervienen en la reacción y el calor de reacción involucrado en el proceso, en el primer miembro ($\Delta H_r > 0$) si es endotérmica o en el segundo si cede calor (endotérmica $\Delta H_r < 0$) . El signo igual de la ecuación es \longrightarrow o \rightleftharpoons (si el proceso es reversible).



③ *¿Qué significa ajustar una ecuación química?, ¿por qué es necesario hacerlo?*



Ajustar una reacción significa lograr que el número de átomos en los dos miembros de la ecuación química sea el mismo para todas las sustancias que intervienen en la reacción.

El ajuste es necesario pues una vez conseguido la ecuación nos da más información, relaciones (en moles, masa o volumen) de las sustancias que intervienen y los balances entálpicos involucrados.



④ *Ajusta las siguientes ecuaciones químicas:*

- a) $K + H_2O \longrightarrow KOH + H_2$
- b) $Ca(OH)_2 + 2 HNO_3 \longrightarrow Ca(NO_3)_2 + H_2O$
- c) $BF_3 + H_2O \longrightarrow H_3BO_3 + HF$
- d) $C_4H_{10} + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$
- e) $Cu(NO_3)_2 \longrightarrow CuO + NO_2 + O_2$



- a) $2K + 2H_2O \longrightarrow 2KOH + H_2$
- b) $Ca(OH)_2 + 2HNO_3 \longrightarrow Ca(NO_3)_2 + 2H_2O$
- c) $BF_3 + 3H_2O \longrightarrow H_3BO_3 + 4HF$
- d) $C_4H_{10} + 13/2O_2 \longrightarrow 4CO_2 + 5H_2O$
- e) $Cu(NO_3)_2 \longrightarrow CuO + 2NO_2 + 1/2O_2$



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

- a) *El dióxido de azufre se combina con oxígeno para producir trióxido de azufre.*
- b) *Al calentar carbonato amónico se libera amoníaco, dióxido de carbono y agua.*
- c) *Al calentar óxido de mercurio (II) sólido, éste se descompone y produce mercurio líquido y oxígeno gaseoso (reacción estudiada por Lavoisier).*
- d) *El cloruro de hierro (III) reacciona con el cloruro de estaño (II) para producir cloruro de hierro (II) y cloruro de estaño (IV).*

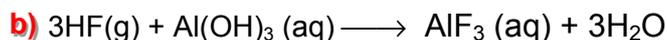
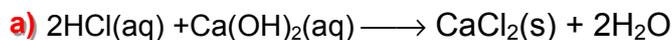


- a) $SO_2 (g) + \frac{1}{2} O_2 (g) \longrightarrow SO_3(g)$
- b) $(NH_4)_2CO_3 (s) \longrightarrow 2NH_3(g) + CO_2(g) + H_2O(l)$
- c) $HgO(s) \longrightarrow \frac{1}{2} Hg(l) + O_2(g)$.
- d) $2FeCl_3 (aq) + SnCl_2 (aq) \longrightarrow 2FeCl_2 (aq) + SnCl_4(aq)$.



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.*



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 (IV).*



No puede ajustarse es incompatible.



ESTEQUIOMETRÍA

⑧ *¿Qué se entiende por estequiometría?*



En química, la **estequiometría** (del griego "στοιχειον" = stoicheion (elemento) y "μετρον" = métron, (medida)) es el cálculo de las relaciones cuantitativas entre reactivos y productos en el transcurso de una reacción química, es decir las proporciones (generalmente en moles) en que intervienen las sustancias de la reacción.



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

- a) $2\text{Al} + 3\text{Br}_2 \longrightarrow 2\text{AlBr}_3$
 b) $2\text{Al} + 6\text{HCl} \longrightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2$



⑩⑩ *«Lee», en moles, las reacciones del ejercicio anterior.*



- a) 2 moles de Al reaccionan con 3 moles de Br₂ y producen 2 moles de AlBr₃.
- b) 2 moles de Al reaccionan con 6 moles de HCl y producen 2 moles de AlCl₃ más 3 moles de H₂.



11 ¿Cuántas moléculas de oxígeno se formarán a partir de 10²⁵ moléculas de agua oxigenada?



La reacción ajustada es: H₂O₂ → H₂O + ½ O₂

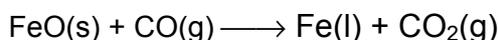
$$10^{25} \text{ moléculas de H}_2\text{O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{O}_2}{6,02210^{23} \text{ moléculas de H}_2\text{O}_2} \cdot \frac{\frac{1}{2} \text{ mol de O}_2}{1 \text{ mol de H}_2\text{O}_2} \cdot \frac{6,02210^{23} \text{ moléculas de O}_2}{1 \text{ mol de O}_2} =$$

5 · 10²⁴ moléculas de O₂ (la mitad ya que la esquiometría nos dice que 1 mol de H₂O₂ produce medio mol de O₂).



12 El óxido de hierro (II) (sólido) reacciona con el monóxido de carbono (gas) para originar hierro (líquido) y dióxido de carbono (gas). Ajusta la reacción y contesta a las siguientes preguntas:

- a) ¿Qué cantidad de CO₂ se forma por cada 5 moles de hierro que se originan?
- b) ¿Qué cantidad de CO se necesita para producir 15 mol de hierro?



a)

$$5 \text{ moles de Fe} \cdot \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{1 \text{ mol de Fe}} \cdot \frac{44 \text{ g de CO}_2}{1 \text{ mol de CO}_2} = 220 \text{ g de CO}_2 \text{ se originan.}$$

b)

$$15 \text{ moles de Fe} \cdot \frac{1 \text{ mol de CO}}{1 \text{ mol de Fe}} \cdot \frac{28 \text{ g de CO}}{1 \text{ mol de CO}} = 700 \text{ g de CO se necesitan.}$$



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?



$$\text{b) } 1 \text{ mol de átomos de S} \cdot \frac{2 \text{ moles de Fe}}{3 \text{ moles de S}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Fe}}{1 \text{ mol de Fe}} = 4,015 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Fe.}$$

$$\text{c) } 1 \text{ mol de átomos de S} \cdot \frac{2 \text{ moles de Fe}}{3 \text{ moles de S}} \cdot \frac{55,8 \text{ g de Fe}}{1 \text{ mol de Fe}} = 37,2 \text{ g de Fe.}$$



①④ *¿Qué masa de oxígeno se necesita para quemar 30 g de etanol (C₂H₅OH)? En condiciones normales, ¿qué volumen de dióxido de carbono se desprende?*



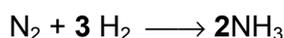
La reacción ajustada es: $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l}) + 3\text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2\text{CO}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{l})$

$$30 \text{ g de C}_2\text{H}_5\text{OH} \cdot \frac{1 \text{ mol de C}_2\text{H}_5\text{OH}}{46 \text{ g de C}_2\text{H}_5\text{OH}} \cdot \frac{3 \text{ moles de O}_2}{1 \text{ mol de C}_2\text{H}_5\text{OH}} \cdot \frac{32 \text{ g de O}_2}{1 \text{ mol de O}_2} = 62,61 \text{ g de O}_2.$$

$$30 \text{ g de C}_2\text{H}_5\text{OH} \cdot \frac{1 \text{ mol de C}_2\text{H}_5\text{OH}}{46 \text{ g de C}_2\text{H}_5\text{OH}} \cdot \frac{2 \text{ moles de CO}_2}{1 \text{ mol de C}_2\text{H}_5\text{OH}} \cdot \frac{22,4 \text{ L de CO}_2}{1 \text{ mol de CO}_2} = 29,22 \text{ L de CO}_2 \text{ en c.n.}$$



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%.*

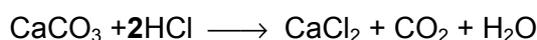


$$10 \text{ L de H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2}{22,4 \text{ L de H}_2} \cdot \frac{2 \text{ moles de NH}_3}{3 \text{ moles de H}_2} \cdot \frac{17 \text{ g de NH}_3}{1 \text{ mol de NH}_3} \cdot \frac{70}{100} = 3,54 \text{ g de NH}_3.$$



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

- El volumen de disolución necesario para que reaccione todo el carbonato.*
- El volumen de CO₂ obtenido a 15 °C y 750 mmHg.*



$$\text{a) } 200 \text{ g de CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de CaCO}_3}{100 \text{ g de CaCO}_3} \cdot \frac{2 \text{ moles de HCl}}{1 \text{ mol de CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ L de HCl}}{4 \text{ moles de HCl}} = 1 \text{ L de HCl.}$$

b) $200 \text{ g de CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de CaCO}_3}{100 \text{ g de CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{1 \text{ mol de CaCO}_3} = 2 \text{ moles de CO}_2$ que ocupan un volumen, en

esas condiciones de: $V = \frac{nRT}{p} = \frac{2 \text{ moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot (15 + 273)\text{K}}{\frac{750 \text{ mmHg}}{760 \text{ mmHg}} \text{ atm}} = 47,86 \text{ L de CO}_2$



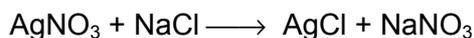
①⑦ *Los carbonatos de metales pesados se descomponen por el calor en dióxido de carbono y el óxido del metal correspondiente. Calcula la masa de cal viva (CaO) que se obtiene al calentar 100 kg de piedra caliza que contiene un 80% de CaCO₃*



$$100\,000 \text{ g de caliza} \cdot \frac{80 \text{ g de CaCO}_3}{100 \text{ g de caliza}} \cdot \frac{1 \text{ mol de CaCO}_3}{100 \text{ g de CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol de CaO}}{1 \text{ mol de CaCO}_3} \cdot \frac{56 \text{ g de CaO}}{1 \text{ mol de CaO}} = 44\,800 \text{ g de CaO}$$



①⑧ *Se mezclan dos disoluciones, una de AgNO₃ y otra de NaCl, cada una de las cuales contiene 20 g de cada sustancia. Calcula la masa de AgCl que se forma.*



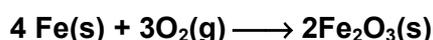
Como el peso molecular del nitrato de plata es mayor que el de cloruro sódico en 20 g de ambos habrá menos moles de nitrato, luego es el reactivo limitante:

$$20 \text{ g de AgNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de AgNO}_3}{170 \text{ g de AgNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol de AgCl}}{1 \text{ mol de AgNO}_3} \cdot \frac{143,5 \text{ g de AgCl}}{1 \text{ mol de AgCl}} = 16,88 \text{ g de AgCl.}$$



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) Masa molar del Fe₂O₃ = 2·55,8 g de Fe + 3·16 g de O = 159,6 g/mol

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) Según la estequiometría una molécula de etanol produce 3 de agua luego 15 moléculas de etanol formarán $3 \cdot 15 = 45$ moléculas de agua.

b) Con $5,1 \cdot 10^{24}$ de oxígeno reaccionan la tercera parte de etanol o sea $1,7 \cdot 10^{24}$ moléculas que son:

$$1,7 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de etanol} \cdot \frac{1 \text{ mol de etanol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} = 2,82 \text{ moles de etanol (129,72 g)}$$



CLASES DE REACCIONES QUÍMICAS

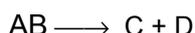
②④ *¿Qué tipos de reacciones químicas conoces?*



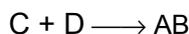
Hay múltiples clasificaciones de las reacciones, podemos clasificarlas atendiendo a los criterios:

(1) Por la **forma**:

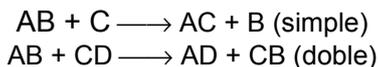
⊛ **Descomposición o análisis**: Cuando una sustancia da lugar a otras más simples.



⊛ **Síntesis o adición**: Contrario al proceso anterior, consiste en la combinación de sustancias simples para formar otra más compleja.



⊛ **Sustitución**: Un elemento desplaza o sustituye a otro de un compuesto.



⊛ **Reacción de eliminación**, reacción química que se caracteriza por la pérdida de una molécula pequeña por parte de una molécula más grande y la inmediata formación de un enlace múltiple en esta última.

⊛ **Reacción de condensación**, reacción química que consiste en la combinación repetida de las moléculas de los reactivos, con eliminación de moléculas pequeñas, generalmente agua.

(2) Por la **naturaleza** de las sustancias que intervienen

❁ **Ácido-base:** Nos fijamos en su carácter ácido o básico.

❁ **Rédox:** Los estados de oxidación de algunas de las sustancias que intervienen cambian por intercambio de electrones.

❁ **Combustión:** Es un tipo especial de reacción redox en que el oxidante suele ser el oxígeno atmosférico.

❁ **Disolución:** Un compuesto reacciona con otro disolviéndolo e incorporándolo así a la disolución.

❁ **Precipitación:** Al reaccionar dos o más sustancias se produce un sustancia sólida que precipita al fondo del recipiente de reacción.

(3) Si atendemos al **balance energético**, pueden ser:

Endotérmicas: si los reactivos captan calor, ($\Delta H_r > 0$).

Exotérmicas: si los reactivos ceden calor, ($\Delta H_r < 0$).

(4) También podemos atender a su **cinética**, molecularidad (uni, di, tri,...) y orden de reacción (primer, segundo, etc..) para clasificarlas o la presencia o ausencia de catalizadores (catalizadas o no catalizadas).

(5) Podemos clasificarlas por el **estado de agregación en que ocurren**, sólidas, líquidas o gaseosas y heterogéneas.

(6) Podemos fijarnos para clasificarlas en **la naturaleza de los reactivos que intervienen:** Inorgánicas u orgánicas.

Etc...



❁❁ **¿Qué es un ácido? ¿Qué es una base?**



Desde hace miles de años se sabe que el vinagre, el jugo de limón y muchos otros alimentos tienen un sabor ácido. Sin embargo, no fue hasta hace unos cuantos cientos de años que se descubrió por qué estas cosas tenían un sabor ácido. El término ácido, en realidad, proviene del término Latino *acere*, que quiere decir ácido.

En el siglo XVII, el escritor irlandés y químico amateur Robert Boyle primero denominó las sustancias como ácidos o bases (llamó a las bases álcalis) de acuerdo a las siguientes características:

Los Ácidos tienen un sabor ácido, corroen el metal, cambian el tornasol (una tinta extraída de los líquenes) a rojo, y se vuelven menos ácidos cuando se mezclan con las bases.

Las Bases son resbaladizas, cambian el a azul, y se vuelven menos básicas cuando se mezclan con ácidos.

A finales de 1800, el científico sueco Svante Arrhenius propuso que el agua puede disolver muchos compuestos separándolos en sus iones individuales. Arrhenius sugirió que los **ácidos** son compuestos que contienen hidrógeno y pueden disolverse en el agua para soltar iones de hidrógeno (H^+) a la solución. Arrhenius definió las **bases** como sustancias que se disuelven en el agua para soltar iones de hidróxido (OH^-) a la solución.

La definición de los ácidos y las bases de Arrhenius explica un sin número de cosas. La teoría de Arrhenius explica el por qué todos los ácidos tienen propiedades similares (y de la misma manera por qué todas las bases son similares). Por que todos los ácidos sueltan H^+ a la solución (y todas las bases sueltan OH^-). La definición de

Arrhenius también explica la observación de Boyle que los ácidos y las bases se neutralizan entre ellos. Esta idea, que una base puede debilitar un ácido, y viceversa, es llamada neutralización.

La **Neutralización**: Los ácidos sueltan H^+ en la solución y las bases sueltan OH^- . Si fuésemos a mezclar un ácido y una base, el ión H^+ se combinaría con el ión OH^- ion para crear la molécula H_2O , o simplemente agua.

En 1923, dos científicos llamados Johannes N. Brönsted y T. M. Lowry, caracterizaron así los ácidos y las bases:

Ácido: Es la sustancia capaz de ceder protones.

Base: Es la sustancia capaz de recibir protones.

El químico estadounidense Gilbert N. Lewis expuso una nueva teoría de los ácidos y bases en la que no se requería la presencia de hidrógeno en el ácido. En ella se establece que los ácidos son receptores de uno o varios pares de electrones y las bases son donantes de uno o varios pares de electrones. Esta teoría también tiene la ventaja de que es válida con disolventes distintos del agua y no se requiere la formación de una sal o de pares ácido-base conjugados. Según esto, el amoníaco se comporta como una base, pues es capaz de ceder un par de electrones al trifluoruro de boro para formar un par ácido-base.



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



El número de oxidación es un número entero que representa el número de electrones que un átomo pone en juego cuando forma un compuesto determinado.

El número de oxidación es positivo si el átomo pierde electrones, o los comparte con un átomo que tenga tendencia a captarlos. Y será negativo cuando el átomo gane electrones, o los comparta con un átomo que tenga tendencia a cederlos.



27 ¿Qué significa reducción?, ¿y oxidación?

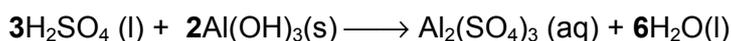


La **oxidación** es una reacción química donde una sustancia **cede electrones**, y por tanto **incrementa** su **estado de oxidación**. La reacción química opuesta a la oxidación se conoce como **reducción**, es decir cuando una especie química **acepta electrones**. Estas dos reacciones siempre se dan juntas, es decir, cuando una sustancia se oxida, siempre es por la acción de otra que se reduce. Una cede electrones y la otra los acepta. Por esta razón, se prefiere el término general de reacciones redox. La propia vida es un fenómeno redox. El oxígeno es el mejor oxidante que existe debido a que la molécula es poco reactiva (por su doble enlace) y sin embargo es muy electronegativo, casi como el flúor. El nombre de "oxidación" proviene de que en la mayoría de estas reacciones, la transferencia de electrones se da mediante la adquisición de átomos de oxígeno (cesión de electrones) o viceversa. Sin embargo, la oxidación y la reducción puede darse sin que haya intercambio de oxígeno de por medio.



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:*

- a) $\text{H}_2 (\text{g}) + \text{Cl}_2 (\text{g}) \longrightarrow 2 \text{HCl} (\text{g})$
 b) $3 \text{NO}_2^- (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \longrightarrow 2 \text{HNO}_3 (\text{l}) + \text{NO} (\text{g})$
 c) $4 \text{NH}_3 (\text{g}) + 3 \text{O}_2 (\text{g}) \longrightarrow 2 \text{N}_2 (\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$
 d) $3 \text{Ag}^+ (\text{aq}) + \text{PO}_4^- (\text{aq}) \longrightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4 (\text{s})$



- a) $\overset{0}{\text{H}_2} (\text{g}) + \overset{0}{\text{Cl}_2} (\text{g}) \longrightarrow 2 \overset{+1}{\text{H}} \overset{-1}{\text{Cl}} (\text{g})$.
 b) $3 \overset{+3}{\text{N}} \overset{-2}{\text{O}_2} (\text{g}) + \overset{+1}{\text{H}} \overset{-2}{\text{O}} (\text{l}) \longrightarrow 2 \overset{+1}{\text{H}} \overset{+3}{\text{N}} \overset{-2}{\text{O}_3} (\text{l}) + \overset{+2}{\text{N}} \overset{-2}{\text{O}} (\text{g})$.
 c) $4 \overset{-3}{\text{N}} \overset{+1}{\text{H}_3} (\text{g}) + 3 \overset{0}{\text{O}_2} (\text{g}) \longrightarrow 2 \overset{0}{\text{N}_2} (\text{g}) + 6 \overset{+1}{\text{H}} \overset{-2}{\text{O}} (\text{g})$.
 d) $3 \overset{+1}{\text{Ag}}^+ (\text{aq}) + \overset{+5}{\text{P}} \overset{-2}{\text{O}_4}^- (\text{aq}) \longrightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4 (\text{s})$.



③⑩ *Una de las reacciones del ejercicio anterior no es de tipo redox; ¿de cuál se trata?*



La reacción del apartado **d)** es la única en la que ninguno de los elementos que intervienen cambian su estado de oxidación luego no es una reacción redox, es una reacción de **precipitación** del fosfato de plata disuelto.



ENERGÍA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

③⑪ *¿Mediante qué mecanismo unas sustancias se transforman en otras nuevas?*



Los mecanismos de reacción son complejos e intentan indicar los pasos, etapas elementales mediante los cuales transcurre la reacción pero siempre suponen una ruptura y reordenación de los enlaces de los reactivos para formar otros distintos en las sustancias producto.



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



Endotérmicas: si los reactivos captan calor, al pasar a los productos ($\Delta H_r > 0$).

Exotérmicas: si los reactivos ceden calor, al pasar a los productos ($\Delta H_r < 0$).



③③ ¿A qué se llama calor de reacción?



Calor de reacción(Q_r): Cantidad de calor liberada o absorbida en una reacción química.



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



La **variación de entalpía** (ΔH) de una reacción representa el calor que absorben o ceden los reactivos cuando el proceso se realiza a **presión constante**.

Si es exotérmica $\Delta H < 0$. y si es endotérmica $\Delta H > 0$.



①④ ¿Cómo puede medirse la velocidad de una reacción?



Es la variación instantánea de la concentración de las sustancias que intervienen en la reacción con el tiempo.

Como es una Concentración/tiempo, sus unidades son $\frac{\text{mol}}{\text{l}} = \frac{\text{mol}}{\text{l}\cdot\text{s}} = \frac{(\text{mol}/\text{l})}{\text{s}} = \text{mol}\cdot\text{l}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$

Las magnitudes sí, siempre será $\frac{\text{Concentración}}{\text{tiempo}}$ pero las unidades en que se midan esas magnitudes pueden variar, la concentración en vez de Molar, puede ser Normal, molal, formal, %, g/l, etc. y el tiempo en vez de en segundo puede medirse en otra unidad. Internacionalmente están aceptadas las unidades dadas.



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

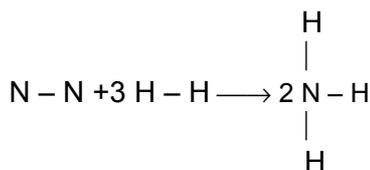


a) Energía de activación: Es la mínima energía que se ha de intercambiar en un choque para que sea eficaz, es la energía necesaria para que se rompan las uniones entre los átomos de los reactivos y se formen otras nuevas que den lugar a los productos.

b) Complejo activado : Especie química inestable intermedia que puede dar lugar a los productos o los reactivos según como se reorganicen los enlaces entre las especies que lo forman.



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



Se rompen: Un enlace N – N y otro H – H y se forman tres enlaces N – H.



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.

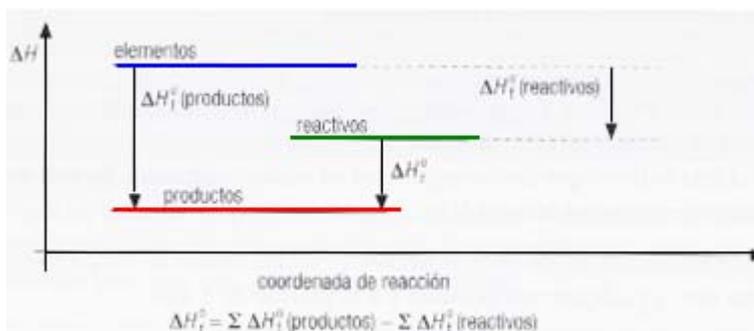


Las variaciones de entalpía de muchas reacciones químicas se pueden obtener a partir de las entalpías de formación, mediante la aplicación de la ley de Hess, sin necesidad de efectuar una medida directa de la entalpía de reacción, algo que, en algunas ocasiones, es difícil de llevar a cabo.

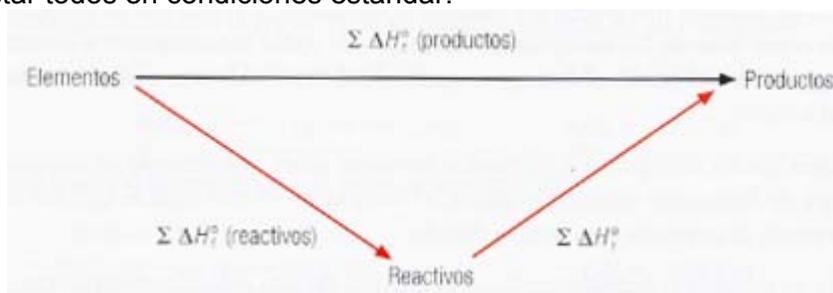
A partir de los elementos se puede:

- Obtener directamente los productos de la reacción. La variación de entalpía correspondiente es la entalpía normal de formación de los productos, AH^o_f (productos).
- Obtener directamente las sustancias reaccionantes. La variación de entalpía correspondiente es la entalpía normal de formación de los reactivos, AH^o_f (reactivos).

Una vez que se han formado los reactivos y los productos, se pueden transformar los primeros en los segundos, reacción para la cual la variación de entalpía es la entalpía normal de reacción, AH^o_r.



Como consecuencia de que se están utilizando entalpías normales, los elementos, los reactivos y los productos deben estar todos en condiciones estándar.



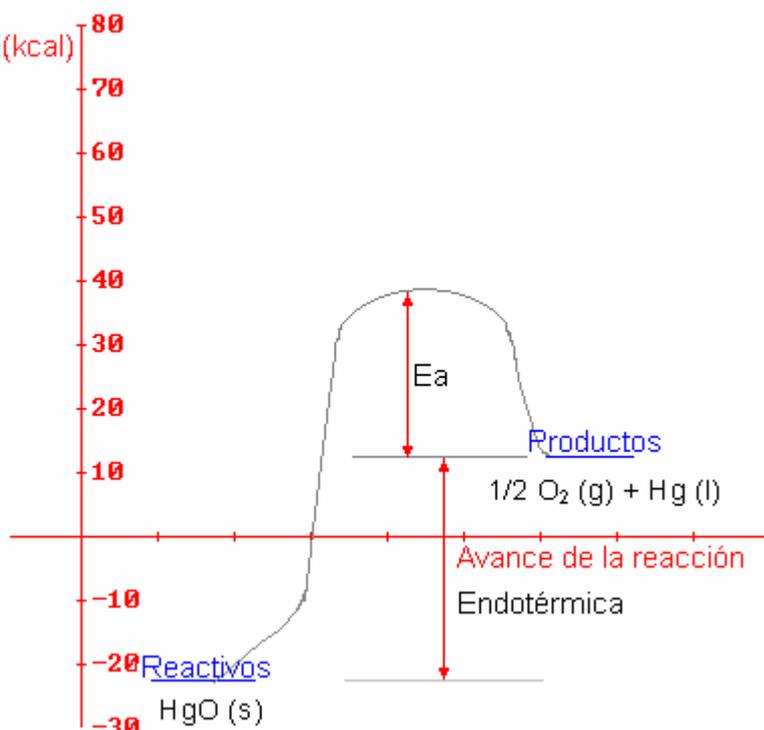
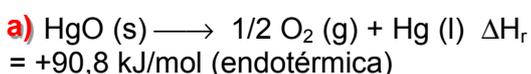
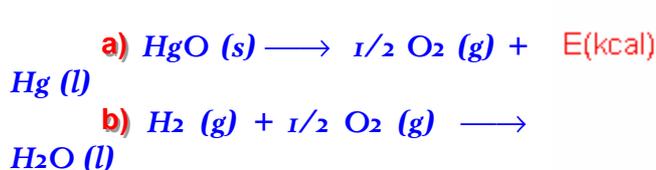
El balance termodinámico de estas reacciones resulta:

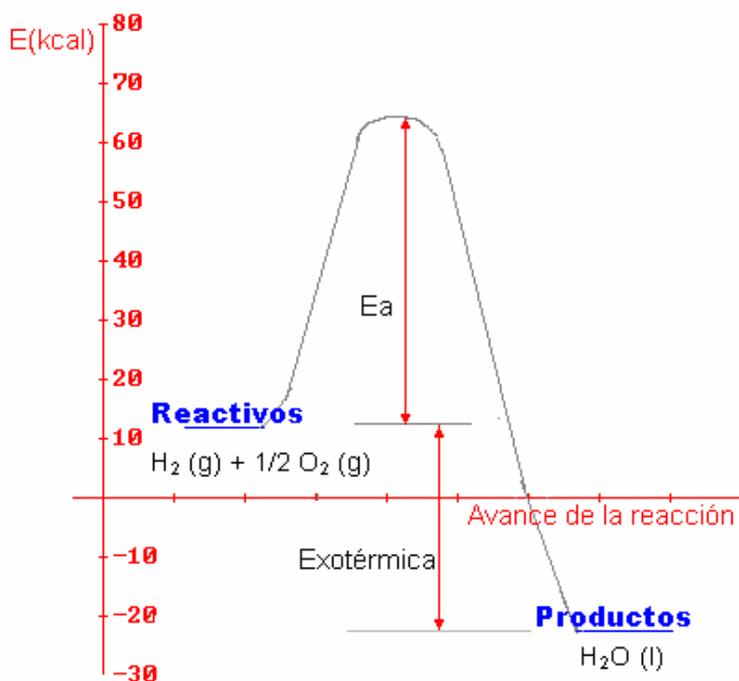
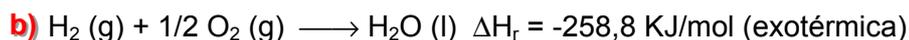
$$\Delta H_r^0 = \Sigma \Delta H_f^0 (\text{productos}) - \Sigma \Delta H_f^0 (\text{reactivos})$$

Luego si la suma de las entalpías de formación de los productos es mayor que la suma de las entalpías de los reactivos el calor de reacción es positivo y la reacción endotérmica, si ocurre al contrario la reacción sería exotérmica ($\Delta H_r^0 < 0$).



③④ Representa las siguientes reacciones termoquímicas en diagramas de entalpía:





④④ Conociendo 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).

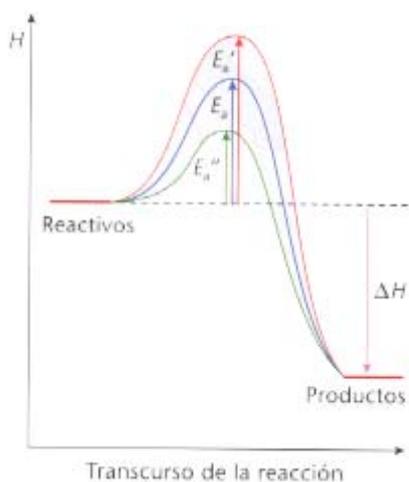


Se conoce: $\frac{1}{2} Cl_2(g) + \frac{1}{2} H_2(g) \longrightarrow HCl \quad \Delta H_f^\circ = 92,3 \text{ kJ/mol}$.

Luego: $Cl_2(g) + H_2(g) \longrightarrow 2 HCl \quad \Delta H_f^\circ = 2 \text{ moles} \cdot 92,3 \text{ kJ/mol} = 184,6 \text{ kJ..}$



④④ Representa en una misma gráfica entalpía-sentido de reacción una reacción exotérmica lenta y otra rápida.



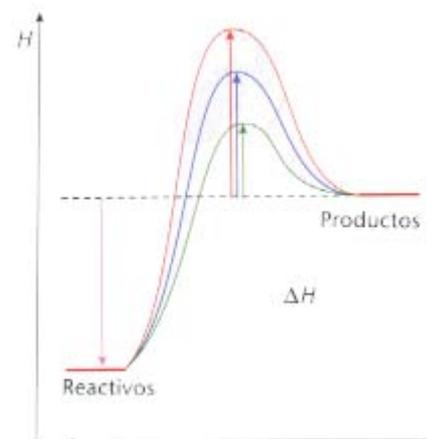
La diferencia está en la energía de Activación ya que la variación entálpica (negativa, los productos tienen mayor energía que los reactivos) no influye, cuanto menor sea E_a más rápida será la reacción ya que habrá más reactivos con la energía necesaria para dar lugar a los productos. Así en el dibujo el orden de mayor a menor velocidad de reacción sería primero la representada en color verde, después la azul y la más lenta el proceso representado en rojo.



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



Igual que antes la de menor energía de activación será la más rápida. Es endotérmica pues los reactivos tienen menor energía que los productos, hay que suministrar energía.



④③ Sabiendo que $C (s) + 1/2 O_2 (g) \longrightarrow CO (g)$ implica que $\Delta H^\circ = -110,5 \text{ kJ}$, calcula el calor desprendido, a 25°C y 1 atm , cuando se forma 20 g de $CO (g)$.



Hallamos cuántos moles son 20 g de $CO = \frac{20 \text{ g de } CO}{28 \text{ g/mol}} = 0,71 \text{ moles}$ que al estar en condiciones estándar (1 atm y 25°) desprenden $0,71 \text{ moles} \cdot 110,5 \text{ kJ/mol} = 78,93 \text{ kJ}$ de energía.



④④ Sabiendo que $H_2 (g) + Br_2 (l) \longrightarrow 2 HBr (g) + 72,8 \text{ kJ}$, calcula la variación de entalpía de formación del HBr .

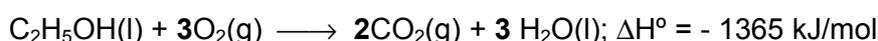


La variación entálpica es el calor por mol de bromuro de hidrógeno, luego:

$$\Delta H^\circ = - 72,8 \text{ kJ}/2\text{mol} = - 36,4 \text{ kJ/mol} \text{ (negativa pues es exotérmica)}$$



④⑤ Cuando se quema un mol de etanol (C_2H_5OH) a 298 K y presión constante, se libera 1365 kJ de calor. Escribe la ecuación termoquímica correspondiente y calcula la variación de entalpía.

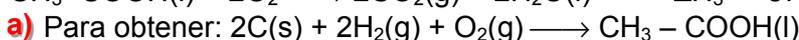
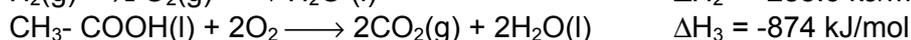


④⑥ El calor de combustión del ácido acético (ácido etanoico) líquido es -874 kJ/mol . Sabiendo que las entalpías de formación estándar del dióxido de carbono gas y del agua líquida son, respectivamente, $-393,3$ y $-285,6 \text{ kJ/mol}$:

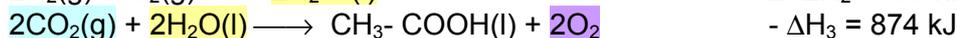
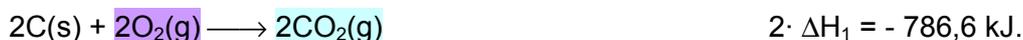
- a) *Calcula la entalpía de formación estándar del ácido acético líquido.*
 b) *¿Qué producirá más calor: la combustión de 1 kg de carbono o la de 1 kg de ácido acético?*



Partimos de:



Aplicamos la ley de Hess: 2 veces la primera + 2 veces la segunda – la tercera:



b) $1000 \text{ g de C(s)} \cdot \frac{1 \text{ mol de C} \cdot -393,3 \text{ kJ}}{12 \text{ g de C} \cdot 1 \text{ mol de C}} = -32\,775 \text{ kJ.}$

$1000 \text{ g de C CH}_3\text{-COOH(l)} \cdot \frac{1 \text{ mol de CH}_3\text{-COOH} \cdot -483,8 \text{ kJ}}{58 \text{ g de CH}_3\text{-COOH} \cdot 1 \text{ mol de CH}_3\text{-COOH}} = -8341,4 \text{ kJ.}$

Luego produce más calor la combustión de 1kg de carbón.

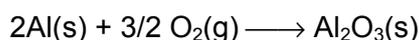


④⑦ **PAU** Sabiendo que para la reacción $2 \text{Al}_2\text{O}_3 \text{(s)} \longrightarrow 4 \text{Al(s)} + 3 \text{O}_2 \text{(g)}$, $\Delta H^\circ = 3\,339,6 \text{ kJ}$, calcula:

- a) *Cuánto vale el calor de formación estándar 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) La reacción de formación del trióxido de dialuminio es:



Luego el calor de formación del trióxido de aluminio es la mitad del de la reacción del enunciado y cambiado de signo $\Delta H_f^\circ = -3\,339,6/2 = -1\,669,8 \text{ kJ/mol}$.

b) $10 \text{ g de Al}_2\text{O}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de Al}_2\text{O}_3 \cdot -1669,8 \text{ kJ}}{102 \text{ g de Al}_2\text{O}_3 \cdot 1 \text{ mol de Al}_2\text{O}_3} = -163,7 \text{ kJ.}$



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. Ahora, determina la entalpía de combustión de este ácido.*

Datos:

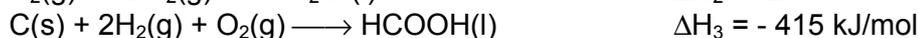
Entalpía de formación del dióxido de carbono = -405 kJ/mol.

Entalpía de formación del agua = -286 kJ/mol.

Entalpía de formación del ácido fórmico = -415 kJ/mol.



Partimos de:



Y la reacción de combustión es:



Primera + segunda – tercera:



VELOCIDAD DE REACCIÓN

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



Como la velocidad de reacción es la variación de la concentración de los reactivos o productos en el tiempo, para medirla hemos de medir algunas de esas concentraciones en intervalos de tiempos determinados.



⑤⑩ *Enuncia y explica los factores que alteran la velocidad de una reacción química?*



○ **Naturaleza de la reacción. Energía de activación**

Una reacción, básicamente, es un proceso de ruptura y formación de enlaces. Por tanto, su velocidad depende de la facilidad con que se rompan unos y se formen otros. En general:

- ❑ Las sustancias covalentes producen reacciones relativamente lentas a temperatura ambiente (se deben romper enlaces covalentes).
- ❑ Las sustancias iónicas en disolución (donde los enlaces ya están «rotos») suelen reaccionar rápidamente a temperatura ambiente.

○ **Influencia de la temperatura:**

Un aumento de la temperatura produce un aumento general de la energía cinética de las moléculas, lo cual indica un mayor número de choques entre ellas. Pero el efecto más importante es el fuerte incremento de la proporción de moléculas con energías elevadas. Un pequeño aumento de temperatura produce un gran incremento del número de moléculas que tienen la energía de activación necesaria para reaccionar.

De modo aproximado, se puede afirmar que cada vez que se aumenta 10 grados la temperatura, la velocidad de reacción se duplica.

La temperatura es, pues, un factor muy importante. Muchas reacciones que a temperatura ambiente no llegan ni a producirse, se desarrollan con violencia al calentarlas. Por ejemplo, a temperatura ambiente se pueden mantener mezclados hidrógeno y oxígeno. Ahora bien, basta acercar una llama a la mezcla para que se produzca una violenta explosión.

Para muchas reacciones, aunque no para todas, la dependencia de la constante de velocidad, respecto de la temperatura, viene dada por la ecuación de Arrhenius:

$$k = A e^{-E_a/RT}$$

Esta misma ecuación permite calcular la energía de activación, E_a , en función de la constante de velocidad y de la temperatura. Tomando logaritmos en la ecuación de Arrhenius:

$$\ln k = \ln A - \frac{E_a}{R} \cdot \frac{1}{T}$$

Esta ecuación corresponde a una expresión lineal (del tipo $y = a x + b$). Si se representan gráficamente los valores de $\ln k$ frente a $1/T$, se obtiene una recta cuya pendiente es $-E_a/R$. Esto permite hallar E_a .

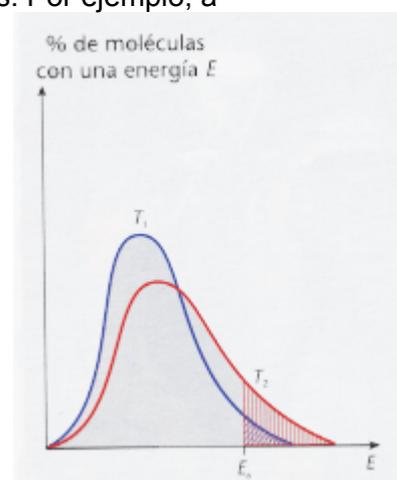
- Las reacciones con E_a pequeñas tienen velocidades que aumentan solo ligeramente con la temperatura.
- Las reacciones con E_a elevadas tienen velocidades que dependen fuertemente de la temperatura.

Si se conoce la constante de velocidad, k , a una determinada temperatura, T , la ecuación de Arrhenius permite conocer la constante de velocidad, k' , a una temperatura distinta, T' . En efecto, a T y a T' será:

$$\ln k = \ln A - \frac{E_a}{R} \cdot \frac{1}{T}$$

$$\ln k' = \ln A - \frac{E_a}{R} \cdot \frac{1}{T'}$$

Si se resta una de otra y se reordena, resulta la expresión: $\ln \frac{k'}{k} = \frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T} - \frac{1}{T'} \right)$



A diferentes temperaturas, la energía media de las moléculas es distinta. Pero también es distinto el modo en que se reparte la energía. A temperaturas altas, el porcentaje de moléculas con energía elevada es mayor que a bajas temperaturas, de modo que es más importante el porcentaje de moléculas que supera la energía de activación. Las superficies rayadas en rojo y en azul representan los porcentajes de moléculas con una energía superior a la de activación.

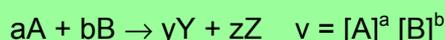
○ Concentración de los reactivos

La velocidad de una reacción química también depende de la concentración de los reactivos. Experimentalmente puede comprobarse que la velocidad se incrementa cuando lo hacen algunas de las concentraciones de las especies reaccionantes.

En la mayoría de las reacciones, la velocidad depende de la concentración de los reactivos. No obstante, hay casos en los que la velocidad de reacción también depende de la concentración de especies que no aparecen en la ecuación estequiométrica de la reacción. La razón es que el mecanismo por el que transcurren estas reacciones, es decir, la forma como los reactivos se transforman en productos, es complejo. Por lo tanto, la investigación de la velocidad de reacción proporciona información de utilidad para conocer el mecanismo de la reacción.

El número de choques entre moléculas, átomos o iones reaccionantes es proporcional a la concentración de cada uno de los reactivos. Esto se recoge en la ley de acción de masas que los noruegos Cato Guidberg (1836-1902) y Peter Waage (1833-1900) enunciaron en 1867.

Según la ley de acción de masas, la velocidad de una reacción es, directamente proporcional a las concentraciones de los reactivos elevadas a los coeficientes estequiométricos:



Tal y como se ha indicado, la ley de acción de masas solo es estrictamente cierta en reacciones elementales, pero puede no cumplirse en reacciones que puedan desglosarse en diferentes etapas elementales. En cualquier caso (excepto en reacciones degeneradas), la velocidad de reacción siempre será proporcional a la concentración de los reactivos.

○ Estado físico y grado de división de los reactivos

El estado físico de los reactivos condiciona la velocidad de la reacción. Muchas reacciones se llevan a cabo preferentemente en estado gaseoso o en disolución ya que las moléculas tienen mayor libertad de movimiento y pueden ponerse más fácilmente en contacto unas con otras. En general, las reacciones químicas en disolución en las que participan iones, por ejemplo, las reacciones de precipitación y las reacciones de neutralización entre ácidos y bases, son mucho más rápidas que las reacciones en las que deben romperse enlaces químicos covalentes. En una reacción heterogénea, la velocidad de reacción depende de la superficie de contacto entre ambas fases y es mayor cuanto mayor es el estado de división.

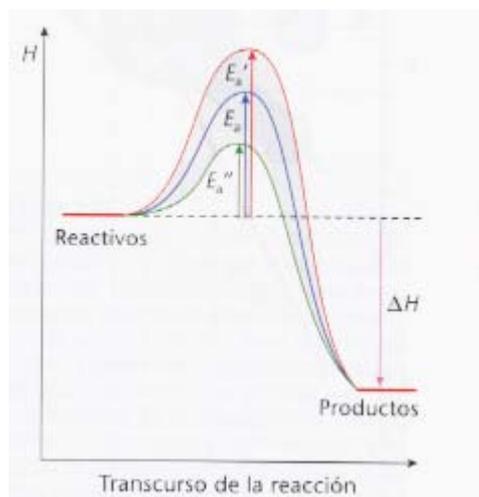
La ley de acción de masas es aplicable a reacciones homogéneas donde todas las sustancias reaccionantes están en la misma fase: gaseosa o en disolución.

En las reacciones heterogéneas, la reacción se desenvuelve solo en la superficie de contacto entre un sólido y un líquido o un gas. En consecuencia, la velocidad de reacción crece considerablemente si aumenta dicha superficie. Así, las sustancias sólidas o líquidas pulverizadas reaccionan mucho más rápidamente.

○ Catalizadores

Desde hace tiempo se sabe que la velocidad de ciertas reacciones es susceptible de ser alterada mediante la adición de pequeñas cantidades de algunas sustancias conocidas como catalizadores.

En general, se puede afirmar que los catalizadores son sustancias que:



Los catalizadores cambian la energía de activación de una reacción, E_a , y, en consecuencia, su velocidad. Los catalizadores negativos aumentan la energía de activación, E_a' . Los positivos la reducen, E_a'' . Los primeros reducen la velocidad de reacción, los segundos, la aumentan

- Alteran la velocidad de una reacción.
- Actúan en muy pequeñas cantidades.
- No experimentan cambios químicos permanentes, de modo que pueden recuperarse al final de la reacción.
- Alteran el mecanismo de la reacción cambiando el tipo de complejo activado y la energía de activación necesaria para llegar a él.

Según su efecto, pueden catalogarse como:

- Positivos. Aumentan la velocidad de la reacción, reduciendo la energía de activación o aumentando la eficacia de los choques entre moléculas.
- Negativos. Disminuyen la velocidad de la reacción. Actúan aumentando la energía de activación o disminuyendo la eficacia de los choques entre moléculas.

Generalmente, se reserva el nombre de catalizadores para los positivos y se denomina inhibidores a los negativos.



51 Indica qué harías para incrementar la velocidad de reacción entre el CaCO_3 (s) y una disolución de HCl.



Aumentar la temperatura, el estado de agregación del CaCO_3 (s) pulverizándolo, aumentar la concentración de la disolución de clorhídrico y usar un catalizador de acuerdo con lo expuesto en la cuestión anterior.



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



Porque al aumentar el estado de agregación aumenta la superficie de contacto con el oxígeno del aire y hay más átomos de hierro que pueden reaccionar.



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



Véase cuestión **51** en su último apartado



QUÍMICA INDUSTRIAL

54 Busca semejanzas y diferencias entre la química de laboratorio y la industrial



En el laboratorio se hace un estudio exhaustivo y a pequeña escala de todos los procesos que hay que efectuar para obtener un determinado producto, una vez establecida su rentabilidad mediante un estudio piloto (de la ingeniería química) se implanta a gran escala y en cadena o de forma continua en la línea de producción de una industria química. En el laboratorio suelen estudiarse sólo los aspectos químicos del proceso (rendimiento y velocidad de los procesos que se necesitan para la producción de la sustancia o sustancias), en la planta piloto los aspectos técnicos o ingenieriles (tanques de reacción, almacenamiento y transporte de materias primas y productos, necesidades energéticas y de personal, etc.) y cuando se ha optimizado el proceso para que la rentabilidad sea máxima se pone en funcionamiento en una fábrica de productos químicos.



55 ¿Qué es la química verde?



Es una química que intenta diseñar los procesos químicos con los que obtener los productos químicos (iguales o mejores que los existentes) reduciendo o eliminando el uso y la producción de sustancias que puedan dañar la salud de las personas o el medio ambiente.



EJERCICIOS DE LA EDICIÓN ANTERIOR

1 Calcula la cantidad de cal viva (óxido de calcio) que puede prepararse mediante la descomposición de 200 kg de caliza con una pureza del 95 % en carbonato de calcio. En la reacción también se obtiene dióxido de carbono.



Escribimos y ajustamos la reacción:



Y ahora usamos la técnica de los factores de conversión y la estequiometría para hallar la masa de cal formada:

$$200 \text{ kg caliza} \cdot \frac{95 \text{ kg de CaCO}_3}{100 \text{ kg de caliza}} \cdot \frac{1000 \text{ g de CaCO}_3}{1 \text{ kg de CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol de CaCO}_3}{100 \text{ g de CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol de CaO}}{1 \text{ mol de CaCO}_3} \cdot \frac{56 \text{ g de CaO}}{1 \text{ mol de CaO}} = 106$$

400 g de cal viva = 106,4 kg de CaO.

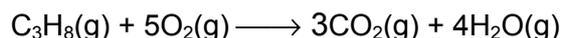


2) En la combustión de una determinada cantidad de propano, C_3H_8 , se obtienen 28,6 g de dióxido de carbono, CO_2 . Calcula:

- El volumen de oxígeno en condiciones normales.
- La masa de propano que ha reaccionado.
- La cantidad de agua (en mol) obtenida.



Reacción de combustión:



a)

$$28,6 \text{ g de } CO_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de } CO_2}{44 \text{ g de } CO_2} \cdot \frac{5 \text{ moles de } O_2}{3 \text{ moles de } CO_2} \cdot \frac{22,4 \text{ L de } O_2}{1 \text{ mol de } O_2} = 24,27 \text{ L de } O_2.$$

b)

$$28,6 \text{ g de } CO_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de } CO_2}{44 \text{ g de } CO_2} \cdot \frac{1 \text{ mol de } C_3H_8}{3 \text{ moles de } CO_2} \cdot \frac{44 \text{ g de } C_3H_8}{1 \text{ mol de } C_3H_8} = 9,53 \text{ g de } C_3H_8.$$

c)

$$28,6 \text{ g de } CO_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de } CO_2}{44 \text{ g de } CO_2} \cdot \frac{4 \text{ moles de } H_2O}{3 \text{ moles de } CO_2} = 0,87 \text{ moles de } H_2O$$

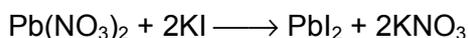
3) La reacción entre el sulfuro de hierro (II) y una disolución de ácido clorhídrico produce cloruro de hierro (II) y sulfuro de hidrógeno gaseoso. Calcula el volumen que se forma de este gas cuando reaccionan totalmente 10 mL de disolución de HCl 1M con exceso de sulfuro de hierro (II). Supón que el proceso tiene lugar en condiciones normales.



$$0,010 \text{ L disolución HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol de HCl}}{1 \text{ L de disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol de } H_2S}{2 \text{ moles de HCl}} \cdot \frac{22,4 \text{ L de } H_2S}{1 \text{ mol de } H_2S} = 0,112 \text{ L de } H_2S \text{ en c.n.}$$



4) 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. Calcula el rendimiento de la reacción y establece cuál de los reactivos está en exceso.



$$500 \text{ g Pb(NO}_3)_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de Pb(NO}_3)_2}{269,2 \text{ g de Pb(NO}_3)_2} = 1,86 \text{ moles de Pb(NO}_3)_2$$

$$920 \text{ g de KI} \cdot \frac{1 \text{ mol de KI}}{166 \text{ g de KI}} = 5,54 \text{ moles de KI.}$$

Como según la estequiometría de la reacción 1 mol de $\text{Pb(NO}_3)_2$ reacciona con 2 moles de KI, 1,86 moles de $\text{Pb(NO}_3)_2$ necesitan 3,72 moles de KI sobrando el resto, luego el KI es el reactivo en exceso.

Según la reacción con 1,86 moles de $\text{Pb(NO}_3)_2$ se obtienen 1,86 moles de PbI_2 que son:

$$1,86 \text{ moles de PbI}_2 \cdot \frac{461 \text{ g de PbI}_2}{1 \text{ mol de PbI}_2} = 857,46 \text{ g de PbI}_2 \text{ se obtendrían, pero se obtienen sólo 600 g de}$$

PbI_2 , luego el rendimiento (en %) es:

$$\text{Rendimiento} = \frac{600 \text{ g de PbI}_2 \text{ reales}}{857,46 \text{ g de PbI}_2 \text{ teóricos}} \cdot 100 \approx 70 \%$$

