

UNIDAD 7: REACCIONES QUÍMICAS Y ENERGÍA

CUESTIONES INICIALES-ACTIVIDADES PÁG. 155

1. ¿Qué diferencia hay entre la reacción que ocurre en una pila eléctrica y la que tiene lugar en una electrólisis?

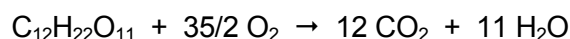
En ambas reacciones químicas la energía se transfiere en forma de energía eléctrica, pero mientras que en una pila la reacción química es exoenergética, en la electrólisis es endoenergética.

2. ¿Cómo se puede justificar que se hayan encontrado en las llanuras de Siberia cadáveres de mamuts con cerca de 30.000 años, prácticamente intactos?

Por las temperaturas tan bajas que hay en Siberia, que han hecho que la descomposición de los cadáveres se haya efectuado con una velocidad tan lenta, que prácticamente no se han descompuesto.

3. El azúcar arde en el aire a una temperatura superior a 500 °C, obteniéndose vapor de agua y dióxido de carbono. ¿Cómo pueden las personas metabolizar (quemar) azúcar dentro de sus organismos a una temperatura de 37 °C, para formar los mismos productos de reacción?

El azúcar corriente es sacarosa y responde a la fórmula química $C_{12}H_{22}O_{11}$. La reacción de combustión de la sacarosa con el oxígeno produce CO_2 y vapor de agua y responde a la siguiente ecuación:



Esta reacción química se puede producir en el interior del cuerpo humano a una temperatura de 37 °C por la intervención de unas enzimas, que catalizan dicha reacción y facilitan que se produzca la misma a una temperatura muy inferior a los 500 °C, citados en el enunciado del problema.

ACTIVIDADES PROPUESTAS-PÁG. 157

1. ¿Qué significan los prefijos endo y exo?

Endo: aporte de algo desde el exterior a un sistema.

Exo: desprendimiento de algo desde el sistema hacia el exterior.

2. ¿A qué se llama energía química?

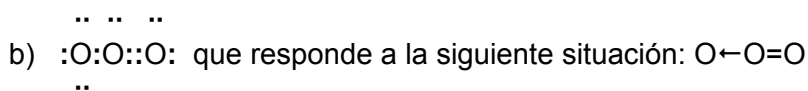
A la energía que se pone de manifiesto en una reacción química.

3. ¿Qué fotones son más energéticos, los de radiación infrarroja o ultravioleta?

Los que tiene mayor frecuencia, pues: $E = h \cdot \nu$ y, por tanto, son los de la radiación ultravioleta.

ACTIVIDADES PROPUESTAS-PÁG. 164

4. Dibuja el diagrama de Lewis de la molécula de ozono.



5. ¿Porqué la radiación que participa de las reacciones fotoquímicas de la estratosfera debe ser la ultravioleta y no sirve otras como la infrarroja o la visible?

Porque la radiación ultravioleta, al ser más energética, puede desencadenar reacciones químicas que la radiación infrarroja no las puede provocar.

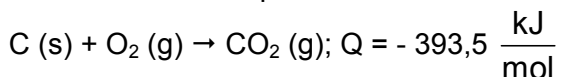
6. ¿Qué reacción es la determinante de las que ocurren en la capa de ozono?

La ruptura de la molécula de O_2 en sus dos átomos, pues éstos, una vez libres, son los que ya desencadenan todas las demás reacciones.

ACTIVIDADES PROPUESTAS-PÁG. 174

1. Sabiendo que en la reacción de combustión del grafito se transfieren al medio exterior 393,5 kJ/mol, determina la cantidad energía en forma de calor transmitida y el volumen de dióxido de carbono obtenido en las condiciones normales de presión y temperatura a partir de 50 g de grafito.

La ecuación termoquímica de la reacción que tiene lugar es:



La masa molar atómica del C es $12 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$, entonces:

$$Q = -393,5 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \cdot \frac{50 \text{ g}}{12 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = -1639,6 \text{ kJ}, \text{ pues es un proceso exotérmico.}$$

Como:

Ecuación química ajustada	C	+	O ₂	→	CO ₂
Relación estequiométrica	1		1		1
Cantidades, en mol que intervienen en la reacción	$\frac{n \text{ de C}}{1}$		$\frac{n \text{ de O}_2}{1}$		$\frac{n \text{ de CO}_2}{1}$
Datos e incógnitas	50 g				¿V en C.N.?

Aplicando: $\frac{n \text{ C}}{1} = \frac{n \text{ CO}_2}{1}$, entonces:

$$n \text{ de C} = 50 \text{ g de C} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12 \text{ g}} = 4,2 \text{ mol C}$$

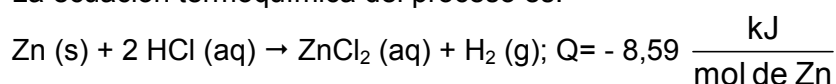
$$\text{Luego: } \frac{4,2 \text{ mol C}}{1} = \frac{n \text{ CO}_2}{1} \Rightarrow n \text{ de CO}_2 = 4,2 \text{ mol de CO}_2$$

Como en condiciones normales se cumple que: $n = \frac{V}{V_m}$ y $V_m = 22,4 \frac{\text{L}}{\text{mol}}$, entonces:

$$4,2 \text{ mol} = \frac{V}{22,4 \frac{\text{L}}{\text{mol}}} \Rightarrow V = 93,3 \text{ L de CO}_2$$

2. Un mol de cinc sólido reacciona con el ácido clorhídrico para originar una disolución de cloruro de cinc e hidrógeno gaseoso, transfiriéndose al medio exterior una energía en forma de calor de 8,59 kJ. Escribe la ecuación termoquímica del proceso y calcula la cantidad de cinc que debe reaccionar en el caso de que se transmitan únicamente 100 J.

La ecuación termoquímica del proceso es:

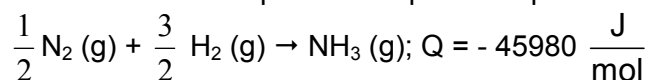


La masa molar atómica del Zn es: $65,4 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

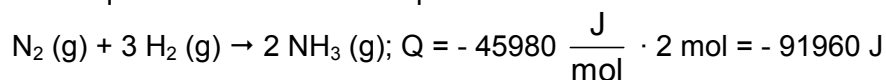
$$\text{De esta forma: } - 100 \text{ J} \cdot \frac{\text{kJ}}{1000 \text{ J}} = - 8,59 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \cdot \frac{m}{65,4 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \Rightarrow m = 0,76 \text{ g de Zn}$$

3. El calor de la reacción de formación del amoníaco a partir de nitrógeno e hidrógeno, a 18 °C, es 45980 J/mol. Calcula la cantidad de energía que se libera en forma de calor, al reaccionar 224 litros de nitrógeno, medidos en condiciones normales de presión y temperatura, suponiendo que el rendimiento de la reacción es del 25 %.

La ecuación termoquímica del proceso que tiene lugar es:



Por lo que también se verifica que:



Como en condiciones normales se cumple que: $n = \frac{V}{V_m}$ y $V_m = 22,4 \frac{\text{L}}{\text{mol}}$, entonces:

$$n \text{ de N}_2 = \frac{224 \text{ L}}{22,4 \frac{\text{L}}{\text{mol}}} = 10 \text{ mol de N}_2$$

Si el rendimiento de la reacción es del 25 %, entonces reaccionan:

$$n = 10 \text{ mol de N}_2 \cdot \frac{25}{100} = 2,5 \text{ mol de N}_2$$

Como por la estequiometría de la reacción 1 mol de N₂ origina 2 mol de NH₃, entonces:

$$Q = - 91960 \frac{\text{J}}{\text{mol de N}_2} \cdot 2,5 \text{ mol de N}_2 = - 229900 \text{ J}$$

4. Se electroliza una disolución de cloruro férrico, haciendo pasar una corriente de 5 amperios durante 2 horas a través de la misma. Calcula: a) La cantidad de hierro que se deposita en el electrodo. b) El volumen de cloro desprendido, medido a 734 mm de Hg de presión y 25 °C de temperatura. c) La cantidad de cloruro férrico descompuesto.

a) En disolución lo que hay es: $\text{FeCl}_3 \rightarrow 3 \text{Cl}^- + \text{Fe}^{3+}$

En la electrólisis tiene lugar: $3 \text{Cl}^- + \text{Fe}^{3+} \rightarrow \frac{3}{2} \text{Cl}_2 + \text{Fe}$

Por tanto ocurre: $\text{Fe}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}$

Como: $n = \frac{m}{M} = \frac{I \cdot t}{z \cdot F}$, donde $F = 96500 \frac{\text{C}}{\text{mol}}$

La masa molar atómica del Fe es 55,8, $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$ luego:

$$\frac{m}{55,8 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{5 \text{ A} \cdot 2 \text{ h} \cdot \frac{3600 \text{ s}}{\text{h}}}{3 \cdot 96500 \frac{\text{C}}{\text{mol}}} \Rightarrow m = 6,9 \text{ g de Fe}$$

b) Además ocurre que $3 \text{Cl}^- \rightarrow \frac{3}{2} \text{Cl}_2 + 3 \text{e}^-$

Sabiendo que la masa molar del Cl_2 es $71 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$, la masa desprendida de Cl_2 es:

$$\frac{m}{\frac{3}{2} \cdot 71 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{5 \text{ A} \cdot 2 \text{ h} \cdot \frac{3600 \text{ s}}{\text{h}}}{3 \cdot 96500 \frac{\text{C}}{\text{mol}}} \Rightarrow m = 13,2 \text{ g de Cl}_2$$

Como: $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$, entonces:

$$\frac{734 \text{ mm Hg}}{760 \frac{\text{mm Hg}}{\text{atm}}} \cdot V = \frac{13,2 \text{ g}}{71 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 25) \text{ K} \Rightarrow V = 4,7 \text{ L de Cl}_2$$

c) Globalmente ocurre: $\text{FeCl}_3 \rightarrow \frac{3}{2} \text{Cl}_2 + \text{Fe}$

Por lo que, dado que por la relación estequiométrica 1 mol de FeCl_3 origina 1 mol de Fe, entonces:

Si la masa molar del FeCl_3 es $162,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$, luego:

$$m = 6,9 \text{ g de Fe} \cdot \frac{162,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{ de FeCl}_3}{55,8 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{ de Fe}} = 20,2 \text{ g de FeCl}_3$$

5. Justifica si el siguiente enunciado es verdadero o falso: La teoría de colisiones establece que la velocidad de reacción es directamente proporcional al número de choques por segundo entre las partículas reaccionantes.

Es verdadero, pero hay que saber, además, que para que tenga lugar una reacción química, los choques deben ser efectivos, es decir producirse con una orientación adecuada para que tenga lugar la ruptura de unos enlaces y la formación de otros distintos.

6. La energía de activación de una reacción química: a) Es relativamente pequeña en las reacciones exotérmicas. b) Es relativamente grande en las reacciones endotérmicas. c) No depende del balance de energía interna de la reacción. d) Disminuye mucho al aumentar la temperatura. Razona y justifica cada explicación.

Con respecto a los apartados a), b) y c), la energía de activación es una magnitud que no tiene relación con el balance energético total de la reacción. Por tanto, no guarda relación con que la reacción química sea exotérmica o endotérmica. Por tanto de las tres afirmaciones, la correcta es el c).

El apartado d) no es cierto, ya que por efecto de la temperatura, aumenta la agitación de las partículas, se favorecen los choques efectivos y el nivel de energía que adquiere el sistema es superior a su energía de activación y por ello aumenta la velocidad de reacción.

7. ¿Por qué se oxidan más rápidamente unas limaduras de hierro que un clavo de hierro?

Debido a que las limaduras de hierro presentan una mayor superficie de contacto, que facilita más, que en el caso del clavo, el ataque del oxígeno del aire para formar óxido de hierro.

8. Cuando a una reacción química se le añade un catalizador: a) Disminuye la energía interna del sistema. b) Aumenta únicamente la velocidad de la reacción directa. c) Aumentan por igual las dos velocidades, la de la reacción directa y la de la reacción inversa. Razona y justifica cada explicación.

La respuesta a) es incorrecta, pues lo que disminuye es la energía de activación y no la energía interna del sistema.

La b) es falsa, ya que lo que tiene lugar es el aumento por igual de las dos velocidades, la directa y la inversa, en el caso de que la reacción química sea reversible. Por tanto, la respuesta correcta es la c).

9. El peróxido de hidrógeno puro, H_2O_2 (l), con una concentración de 40 mol/L es una sustancia peligrosa, pues su descomposición según la siguiente ecuación química es explosiva: $2 \text{H}_2\text{O}_2$ (l) \rightarrow $2 \text{H}_2\text{O}$ (g) + O_2 (g).

Justifica que esto mismo no suceda con una disolución de peróxido de hidrógeno en agua, llamada agua oxigenada, que se compra en las farmacias como agente desinfectante y que tiene una concentración de aproximadamente 1 mol/L.

La velocidad de la reacción de descomposición del H_2O_2 depende del valor de la concentración inicial de dicha sustancia, de forma que cuanto mayor sea dicha concentración mayor es su velocidad de descomposición, resultando que a una concentración de 40 mol/L la reacción química es explosiva. Pero con un concentración 40 veces menor, la velocidad es mucho menor, y ya no es una reacción química explosiva.

10. A 40 °C la velocidad de la reacción de descomposición del peróxido de hidrógeno, H_2O_2 , según la siguiente ecuación: $2 \text{H}_2\text{O}_2$ (l) \rightarrow $2 \text{H}_2\text{O}$ (l) + O_2 (g), medida por la desaparición del H_2O_2 es $1,93 \cdot 10^{-4}$ mol/L·minuto, halla la concentración del H_2O_2 al cabo de 45 segundos, si su concentración inicial es 0,1 mol/L.

$$v = 1,93 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{min} \cdot \frac{60 \text{ s}}{\text{min}}} = 3,217 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}}$$

$$\text{Luego: } 3,217 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}} = - \frac{([\text{H}_2\text{O}_2] - 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}})}{(45 \text{ s} - 0 \text{ s})} \Rightarrow [\text{H}_2\text{O}_2] = 0,093 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

11. Se electroliza ZnCl_2 fundido mediante una corriente de 3 A, depositándose en el electrodo 24,5 g de cinc. A) Explica las reacciones que tienen lugar. b) Halla el tiempo de duración de la electrólisis.

a) El ZnCl_2 fundido está disociado, de forma que: $\text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{Cl}^-$

Las reacciones que tienen lugar son:
 Cátodo: $\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$
 Ánodo: $2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-$

Y el proceso global se puede escribir mediante: $\text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{Zn} + \text{Cl}_2$

b) Sabiendo que la masa molar atómica del Zn es $65,4 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ y aplicando la ecuación de

$$\text{Faraday, resulta: } \frac{24,5 \text{ g}}{65,4 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{3 \text{ A} \cdot t}{2 \cdot 96500 \frac{\text{C}}{\text{mol}}} \Rightarrow t = 24100,4 \text{ s}$$

12. Una pila-botón en forma de disco de las utilizadas como estimulador cardiaco suministra una corriente eléctrica continua de 100 μA a la diferencia de potencial de 1,3 V y durante 1000 horas. Calcula su capacidad en A·h y la energía total suministrada en forma de trabajo eléctrico.

$$\text{Dado que: } \tau = \frac{Q}{I}, \text{ resulta que: } 1000 \text{ h} = \frac{Q}{100 \mu\text{A} \cdot \frac{\text{A}}{10^6 \mu\text{A}}} \Rightarrow Q = 0,01 \text{ A} \cdot \text{h}$$

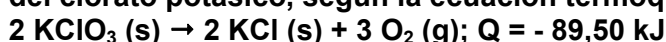
$$W_{\text{eléctrico}} = Q \cdot \Delta V = 0,01 \text{ A} \cdot \text{h} \cdot \frac{3600 \text{ s}}{\text{h}} \cdot 1,3 \text{ V} = 46,8 \text{ J}$$

13. Explica por qué en las reacciones lentas es donde, por lo general, el efecto de la temperatura sobre la velocidad de reacción es más acusado.

Una reacción lenta tiene una energía de activación elevada, por ello cualquier aumento de la temperatura produce en los reactivos una mayor agitación, que provoca que aumente el número de choques efectivos y adquieran, además, un estado energético mayor, que si es superior al valor de la energía de activación se produce la reacción química.

ACTIVIDADES FINALES-PÁG. 175

14. Para la obtención del oxígeno en el laboratorio se utiliza la descomposición del clorato potásico, según la ecuación termoquímica:



Halla la cantidad de energía en forma de calor de dicha reacción cuando se obtienen 20 L de O_2 , a 25 °C y 1 atm de presión.

El volumen de 20 L de O_2 , obtenido en las condiciones del problema tiene una cantidad de O_2 , en mol, dado a partir de la ecuación: $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$, entonces:

$$1 \text{ atm} \cdot 20 \text{ L} = n \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 25) \text{ K} \Rightarrow n = 0,82 \text{ mol de O}_2$$

Ahora hay que hallar la cantidad de KClO_3 que reacciona, de forma que se cumple que:

Ecuación química ajustada	2 KClO_3	→	3 O_2	+	2 KCl
Relación estequiométrica	2		3		2
Cantidades, en mol que intervienen en la reacción	$\frac{n \text{ de } \text{KClO}_3}{2}$		$\frac{n \text{ de } \text{O}_2}{3}$		$\frac{n \text{ de } \text{KCl}}{2}$
Datos e incógnitas	¿n de KClO_3 ?		0,82 mol		

$$\text{Aplicando: } \frac{n \text{ KClO}_3}{2} = \frac{n \text{ O}_2}{3}, \text{ entonces:}$$

$$\frac{n \text{KClO}_3}{2} = \frac{0,82 \text{ mol}}{3} \Rightarrow n \text{KClO}_3 = 0,55 \text{ mol de KClO}_3 \text{ que reacciona, luego:}$$

$$Q = - 89,5 \frac{\text{kJ}}{2 \text{ mol de KClO}_3} \cdot 0,55 \text{ mol de KClO}_3 = - 24,4 \text{ kJ} , \text{ pues es un proceso exotérmico.}$$

15. Considera la reacción:



a) Explica cómo es posible determinar la velocidad de la reacción con ayuda de una balanza. b) Si al cabo de un minuto de reacción, la masa del conjunto ha disminuido en 0,50 g, calcula la cantidad, en mol, de CO₂ producido en ese intervalo de tiempo. c) Halla la velocidad media de la reacción en ese intervalo de tiempo, expresada en mol de CO₂/minuto.

a) Dado que como producto se obtiene dióxido de carbono, que es un gas, si se pesa el sistema reaccionante antes, durante y después de la reacción y la reacción se verifica sobre un recipiente abierto como un matraz erlenmeyer, la disminución de masa del conjunto se debe al dióxido de carbono perdido en la atmósfera. Luego como el dióxido de carbono es un producto de la reacción, la disminución de masa del sistema por unidad de tiempo es equivalente a la cantidad de dióxido de carbono aparecido por unidad de tiempo y ello es una medida de la velocidad de reacción que tiene lugar.

b) Si el sistema disminuye en 0,50 g, quiere decir que se originan 0,50 g de CO₂ y puesto que la masa molar de dicho gas es $44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$, entonces:

$$n = \frac{0,50 \text{ g}}{44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,01 \text{ mol}$$

$$\text{c) } v_{\text{media}} = \frac{0,01 \text{ mol}}{1 \text{ min}} = 0,01 \frac{\text{mol}}{\text{min}}$$

16. En la reacción:

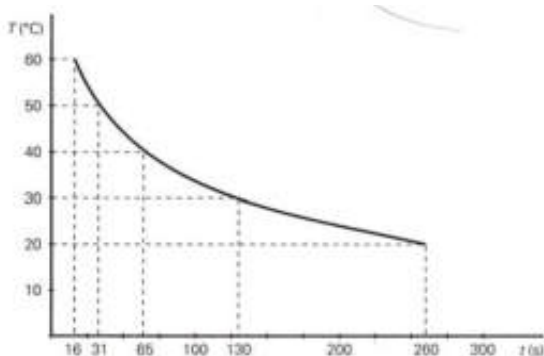


se mide, a diferentes temperaturas, el tiempo que tarda en enturbiarse el conjunto, al aparecer el azufre, por reacción entre el tiosulfato sódico y el ácido clorhídrico, de forma que sin variar las concentraciones de los reactivos se obtiene la siguiente tabla de datos:

Temperatura (°C)	20	30	40	50	60
Tiempo (s)	260	130	65	31	16

a) Construye la gráfica temperatura frente al tiempo de reacción e indica la temperatura en la que es más rápida la reacción. b) Cómo varía la velocidad de reacción por cada aumento de 10 °C.

a) La gráfica que se obtiene es:



Como cuanto menor es el tiempo de reacción y mayor es la temperatura, mayor es la velocidad de la reacción, resulta que la reacción es más rápida a 60 °C.

b) Como no varían las concentraciones de los reactivos, el factor de que depende la ecuación de la velocidad de reacción es el tiempo, de forma que:

- De 20 °C a 30 °C el tiempo de reacción se reduce a la mitad: 260 s - 130 s = 130 s y la velocidad se duplica.

- De 30 °C a 40 °C el tiempo de reacción se reduce a la mitad: 130 s - 65 s = 65 s y la velocidad se duplica.

- De 40 °C a 50 °C el tiempo de reacción se reduce a la mitad: 65 s - 31 s = 34 s y la velocidad prácticamente se duplica.

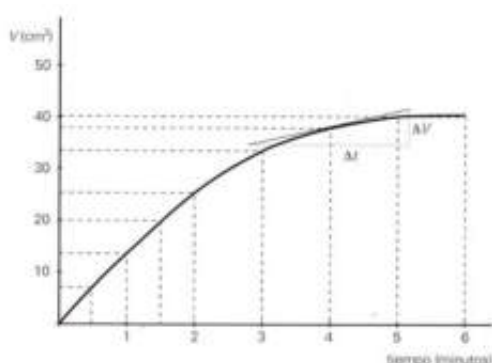
- De 50 °C a 60 °C el tiempo de reacción se reduce a la mitad: 31 s - 16 s = 15 s y la velocidad prácticamente se duplica.

17. En la reacción: $\text{Mg (s)} + 2 \text{HCl (aq)} \rightarrow \text{MgCl}_2 \text{ (aq)} + \text{H}_2 \text{ (g)}$, se mide la velocidad de la reacción en función del volumen de hidrógeno desprendido por unidad de tiempo y se obtienen los siguientes datos:

Volumen de H_2 (cm^3)	0	8	14	20	25	33	38	40	40
Tiempo (minutos)	0,0	0,5	1,0	1,5	2,0	3,0	4,0	5,0	5,0

a) Construye la gráfica: volumen de H_2 frente al tiempo de reacción, ¿qué ocurre a partir de los 5,0 minutos de reacción? b) Halla la velocidad media al cabo de los cinco minutos de reacción, así como las velocidades entre el primer y el segundo minuto y entre el tercer y el cuarto minuto y analiza los resultados en relación con el valor de la velocidad media.

a) La gráfica es:



Y a partir de 5,0 min el volumen de hidrógeno no aumenta y por tanto la reacción ha finalizado.

$$\text{b) } v_{\text{media}} = \frac{40 \text{ cm}^3 - 0 \text{ cm}^3}{5 \text{ min} - 0 \text{ min}} = 8 \frac{\text{cm}^3}{\text{min}}$$

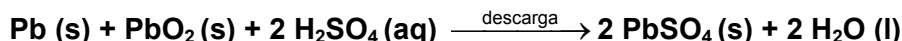
$$v_{t=2\text{min} - t=1\text{min}} = \frac{25 \text{ cm}^3 - 14 \text{ cm}^3}{2 \text{ min} - 1 \text{ min}} = 11 \frac{\text{cm}^3}{\text{min}}$$

$$v_{t=4\text{min} - t=3\text{min}} = \frac{38 \text{ cm}^3 - 33 \text{ cm}^3}{4 \text{ min} - 3 \text{ min}} = 5 \frac{\text{cm}^3}{\text{min}}$$

Los resultados indican que a medida que crece el tiempo, la velocidad va disminuyendo. Justamente entre el segundo y el tercer minuto la velocidad es igual a la media entre los cinco minutos, pues:

$$v_{t=3\text{min} - t=2\text{min}} = \frac{33 \text{ cm}^3 - 25 \text{ cm}^3}{3 \text{ min} - 2 \text{ min}} = 8 \frac{\text{cm}^3}{\text{min}}$$

18. Un acumulador de plomo (batería) es un sistema electroquímico reversible en el que durante la descarga actúa como un generador electroquímico y tiene lugar:



y durante la carga del mismo tiene lugar la reacción inversa. Si durante la descarga tiene lugar las siguientes reacciones de oxidación de reducción en los electrodos: $\text{PbO}_2 + 4 \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{PbSO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$ y $\text{Pb} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{PbSO}_4 + 2 \text{e}^-$, halla la cantidad de PbO_2 que consume una batería que durante una hora proporciona una corriente de 50 A.

La masa molar del PbO_2 es $239,2 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$, y aplicando a la pila la ecuación de Faraday, resulta:

$$\frac{m}{239,2 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{50 \text{ A} \cdot 1 \text{ h} \cdot \frac{3600 \text{ s}}{1 \text{ h}}}{2 \cdot 96500 \frac{\text{C}}{\text{mol}}} \Rightarrow m = 223,1 \text{ g}$$

19. Una película fotográfica tiene una cantidad de bromuro de plata igual a 25 mg. Determina la cantidad de plata que se puede extraer de la película, si en el proceso de reducción de la sal se convierte en plata metálica únicamente el 30 % de cantidad total que pudiera esperarse.

El AgBr sufre una descomposición de forma que: $\text{AgBr} \rightarrow \text{Ag} + \text{Br}$

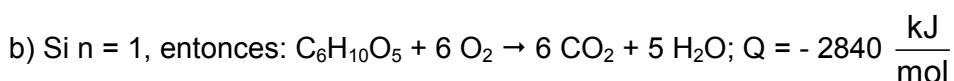
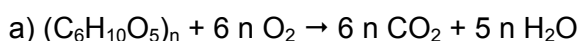
Si la masa molar atómica de Ag es $107,9 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ y la masa molar del AgBr $187,8 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$, entonces:

$$m = 25 \text{ mg} \cdot \frac{\text{g}}{10^3 \text{ mg}} \text{ de AgBr} \cdot \frac{107,9 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{ de Ag}}{187,8 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{ de AgBr}} = 14,4 \cdot 10^{-3} \text{ g de Ag}$$

Pero como sólo se obtiene el 30 %, luego:

$$m = 14,4 \cdot 10^{-3} \text{ g} \cdot \frac{30}{100} = 4,3 \cdot 10^{-3} \text{ g} \cdot \frac{10^3 \text{ mg}}{\text{g}} = 4,3 \text{ mg de Ag}$$

20. La combustión completa de un trozo de madera de un árbol, suponiendo que está formado únicamente por celulosa, proporciona dióxido de carbono y vapor de agua. a) Escribe la ecuación química de la reacción química que tienen lugar, sabiendo que la celulosa tienen la fórmula $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$, donde n es un número entero elevado. b) Sabiendo que para $n = 1$, la combustión completa a 25°C proporciona 2840 kJ/mol , determina el poder calorífico de la madera en kJ/kg .



Como: $P = -Q_{\text{combustión}} \cdot \frac{1000}{M}$ y sabiendo que la masa molar de $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5$ es $162 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$,

entonces:

$$P = - \left(- 2840 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right) \cdot \frac{1000 \frac{\text{g}}{\text{kg}}}{162 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 17530,9 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}}$$

21. Un ciclista a la velocidad de 25 km/hora consume 2000 kJ/hora y admitiendo que la combustión de 1 g de grasa corporal proporciona 39 kJ, ¿cuántos km deberá recorrer para perder 500 g de grasa corporal?

$$Q = 39 \frac{\text{kJ}}{\text{g}} \cdot 500 \text{ g} = 19500 \text{ kJ}$$

$$\text{Como consume } 2000 \frac{\text{kJ}}{\text{h}}, \text{ entonces: } 19500 \text{ kJ} = 2000 \frac{\text{kJ}}{\text{h}} \cdot t \Rightarrow t = 9,75 \text{ h}$$

De esta forma, como: $v = \frac{s}{t}$, luego:

$$25 \frac{\text{km}}{\text{h}} = \frac{s}{9,75 \text{ h}} \Rightarrow s = 243,75 \text{ km}$$

INVESTIGA-PÁG. 176

1. Consulta en la red alguna de las numerosas páginas sobre los fundamentos químicos de la fotografía y de la historia de la misma, tales como: www.textoscientificos.com/fotografia/fotoquimica o www.fotonostra.com/biografias. Realiza, a continuación, un trabajo monográfico sobre el tema en el que se analice los distintos tipos de formas de realizar fotografías que hubo en el inicio de la historia de la fotografía, y aborda, asimismo, la explicación química de la formación de la imagen latente, el revelado, la fijación y el positivado de la fotografía en blanco y negro en un laboratorio de fotografía.

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