www.clasesdeapoyo.com

UNVERSIDADES PÚBLICAS DE LA COMUNIDAD DE MADRID
PRUEBA DE ACCESO A ESTUDIOS UNIVERSITARIOS (LOGSE)
Curso 2008-2009 (Septiembre)

MATERIA: QUIMICA

INSTRUCCIONES GENERALES Y VALORACIÓN

La prueba consta de dos partes. En la primera parte se propone un conjunto de cinco cuestiones de las que el alumno resolverá únicamente tres. La segunda parte consiste en dos opciones de problemas, A y B. Cada una de ellas consta de dos problemas; el alumno podrá optar por una de las opciones y resolver los dos problemas planteados en ella, sin que pueda elegir un problema de cada opción. Cada cuestión o problema puntuará sobre un máximo de dos puntos. No se contestará ninguna pregunta en este impreso.

TIEMPO: una hora y treinta minutos.

PRIMERA PARTE

Cuestión 1.- Considere los elementos A (Z = 12) y B (Z = 17). Conteste razonadamente:

- **a)** ¿Cuales son las configuraciones electrónicas de A y de B?
- **b)** ¿Cuál es el grupo, el periodo, el nombre y el símbolo de cada uno de los elementos?
- **c)** ¿Cuál tendrá mayor su primera energía de ionización?
- **d)** ¿Qué tipo de enlace que se puede formar entre A y B? ¿Cuál será la fórmula del compuesto resultante? ¿Será soluble en agua?

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos

Solución.

a. Z = 12: $1s^2$; $2s^2p^6$; $3s^2$. Z = 17: $1s^2$; $2s^2p^6$; $3s^2p^5$.

b.

Nº atómico (Z)	Grupo	Periodo	Nombre	Símbolo
12	2 Alcalinotérreos	3	Magnesio	Mg
17	17 Halógenos	3	Cloro	Cl

c. Energía de ionización: Energía que hay que aportar a un átomo de un elemento en estado gaseoso para extraer un electrón en su estado fundamental. En un periodo, aumenta al aumentar el número atómico (hacia la derecha), debido a que aumenta el número de protones que forman el núcleo y por tanto la fuerza de atracción de este sobre los electrones.

$E_i(Cl) > E_i(Mg)$

d. Por tratarse de un metal y un no-metal, el enlace es iónico, formando la sal $MgCl_2$, que como la gran mayoría de los compuestos iónicos es soluble en agua, debido a que las fuerzas que mantienen unidos los iones en la red son del tipo electrostático, las cuales disminuyen en el agua por ser mayor la permitividad relativa (ε_r) del agua que del aire.

Cuestión 2.- La reacción de combustión completa de un hidrocarburo saturado es:

$C_nH_{2n+2} + \frac{3n+1}{2} O_2 \rightarrow n\,CO_2 + (n+1)H_2O$. Justifique las siguientes afirmaciones:

- **a)** Si todos los hidrocarburos tuviesen igual valor de entalpía de formación, se desprendería mayor cantidad de energía cuanto mayor fuera el valor de n.
- **b)** El valor de la entalpía de reacción no cambia si la combustión se hace con aire en lugar de oxígeno.
- **c)** Cuando la combustión no es completa se obtiene CO y la energía que se desprende es menor.
- **d)** El estado de agregación del H_2O afecta al valor de la energía desprendida, siendo mayor cuando se obtiene en estado líquido.

Datos. $\Delta H_f^o\left(kJ \cdot mol^{-1}\right)$: $CO_2 = -393$; $CO = -110$, $H_2O(1iq) = -285$, $H_2O(vap) = -241$.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Solución.

a. **Verdadero.** $\Delta H_C^o = n \cdot \Delta H_f^o(CO_2) + (n+1) \cdot \Delta H_f^o(H_2O) - \Delta H_f^o(C_nH_{2n+2})$ Al aumentar n, y teniendo en cuenta que $\Delta H_f^o(CO_2)$ y $\Delta H_f^o(H_2O)$ son negativas, la entalpía de combustión del hidrocarburo se hará más negativa, por lo tanto la reacción será más exotérmica, y desprenderá más energía.

b. **Verdadero.** La entalpía es una función de estado, su variación en una reacción química solo depende de las entalpías de formación de los reactivos y productos que intervienen en la reacción, los cuales no varían si en vez de usar oxígeno puro se utiliza aire ya que el nitrógeno que lleva el aire permanece inerte durante el proceso de combustión del hidrocarburo.

c. **Verdadero.** Por ser mayor la entalpía de formación del CO que del CO_2, la entalpía de combustión cuando se forma CO será mayor que cuando se forma CO_2, por lo tanto la reacción será menos exotérmica y se desprenderá menos energía.

d. **Verdadero.** Si el agua se obtiene en estado líquido, la entalpía de combustión es menor debido a que $\Delta H_f^o(H_2O(liq)) < \Delta H_f^o(H_2O(vap))$, siendo la reacción más exotérmica y por tanto se desprende más energía.

Si el agua se desprende en forma de vapor, parte de la energía se pierde en el estado de agregación del agua, que en estado de vapor almacena más energía que en estado líquido. De hecho lanzar a la atmósfera vapor de agua es una perdida energética.

Cuestión 3.- En las siguientes comparaciones entre magnitudes termodinámicas y cinéticas indique qué parte de la afirmación es falsa y qué parte es cierta:

- **a)** En una reacción exotérmica tanto la entalpía de reacción como la energía de activación son negativas.
- **b)** Las constantes de velocidad y de equilibrio son adimensionales.
- **c)** Un aumento de temperatura siempre aumenta los valores de las constantes de velocidad y de equilibrio.
- **d)** La presencia de catalizadores aumenta tanto la velocidad de reacción como la constante de equilibrio.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Solución.

a. Verdadero en lo referente a la entalpía de reacción, falso en lo referente a la energía de activación. La energía de activación de una reacción química siempre es positiva, no dependiendo de si la reacción es endotérmica o exotérmica, mientras que la entalpía de una reacción exotérmica es negativa.

b. Verdadero en lo referente a la constante de equilibrio, falso en lo referente a la constante de velocidad. La constante de equilibrio por definición es adimensional (cociente de concentraciones o de presiones), mientras que la constante de velocidad tiene dimensiones que dependen del orden total de reacción (n).

$$k(\text{velocidad}) = \text{mol}^{1-n} \cdot l^{n-1} \cdot s^{-1}$$

c. Verdadero en lo referente a la constante de velocidad, falso en lo referente a la constante de equilibrio. Según pone de manifiesto la ecuación de Arrhenius, la constante de velocidad es exponencialmente directa a la temperatura $k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}}$, si aumenta la temperatura, aumenta la constante. En el caso de la constante de equilibrio, la influencia de la temperatura sobre la constante depende el signo de la entalpía de la reacción:

Si $\Delta H_R > 0$ (Reacción endotérmica), si T aumenta, la constante aumenta

Si $\Delta H_R < 0$ (Reacción exotérmica), si T aumenta, la constante disminuye

d. Verdadero en lo referente a la velocidad de reacción, falso en lo referente a la constante de equilibrio. El uso de catalizadores positivos disminuye la energía de activación aumentando la velocidad de reacción, pero no afecta al equilibrio, siendo la constante de equilibrio únicamente función de la temperatura.

Cuestión 4.- Atendiendo a los equilibrios en disolución acuosa, razone cuál o cuáles de las siguientes especies son anfóteras (pueden comportarse como ácido y como base):

- **a)** Amoniaco (o trihidruro de nitrógeno).
- **b)** Ion bicarbonato (o ion hidrogenotrioxocarbonato (IV)).
- **c)** Ion carbonato (o ion trioxocarbonato (IV)).
- **d)** Ion bisulfuro (o ion hidrogenosulfuro (II)).

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Solución.

a. Amoniaco NH_3. Base de Brönsted-Lowry.

$$NH_3 + H_2O \leftrightarrow NH_4^+ + OH^-$$

b. Ion bicarbonato HCO_3^- Anfótero.

$$\text{Ácido (Arrhenius): } HCO_3^- + H_2O \leftrightarrow CO_3^{2-} + H_3O^+$$

$$\text{Base (Brönsted-Lowry): } HCO_3^- + H_2O \leftrightarrow H_2CO_3 + OH^-$$

c. Ión carbonato CO_3^{2-} Base de Brönsted-Lowry.

$$CO_3^{2-} + H_2O \leftrightarrow HCO_3^- + H_3O^+$$

d. Ión bisulfuro HS^-

$$\text{Ácido (Arrhenius): } HS^- + H_2O \leftrightarrow S^{2-} + H_3O^+$$

$$\text{Base (Brönsted-Lowry): } HS^- + H_2O \leftrightarrow H_2S + OH^-$$

Cuestión 5. - Dado el l-butanol:

- **a)** Escriba su estructura semidesarrollada.
- **b)** Escriba la estructura semidesarrollada de un isómero de posición, otro de cadena y otro de función.
- **c)** Nombre los compuestos anteriormente descritos.
- **d)** Formule y nombre el producto de reacción del l-butanol y el ácido etanoico ($C_2H_4O_2$), indicando el tipo de reacción.

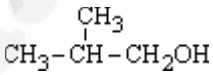
Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos apartados a) y e); 1 punto apartado b).

Solución.

a. $CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2OH$

b. Isómero de posición. $CH_3 - CH_2 - CHOH - CH_3$

Isómero de cadena.



Isómero de función. $CH_3 - CH_2 - CH_2 - O - CH_3$

c. Isómero de posición. 2-butanol.
Isómero de cadena. 2-metil, 1-propanol.
Isómero de función. Etil-propil éter.

d.

$$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2OH + CH_3 - COOH \rightarrow CH_3 - COO - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_3 + H_2O$$

1-butanol + ácido etanoico ↔ Etanoato de butilo + agua

Reacción de esterificación. La esterificación es una reacción de sustitución nucleófila en la que el agente nucleofílico es el alcohol, de manera que la molécula de agua se origina por unión del grupo hidróxido, –OH, del ácido y el hidrógeno, H, del alcohol.

www.clasesdeapoyo.com

SEGUNDA PARTE

OPCIÓN A

Problema 1 .- Uno de los métodos de propulsión de misiles se basa en la reacción de la hidracina, N_2H_4 (l), y el peróxido de hidrógeno, H_2O_2(l), para dar nitrógeno molecular y agua líquida, siendo la variación de entalpía del proceso –643 kJ·mol^{-1}.

a) Formule y ajuste la reacción que tiene lugar.

b) ¿Cuántos litros de nitrógeno medidos a 20 °C y 50 mm de mercurio se producirán si reaccionan 128 g de N_2H_4 (1)?

c) ¿Qué cantidad de calor se liberará en el proceso?

d) Calcule la entalpía de formación de la hidracina, N_2H_4 (1).

Datos. R = 0,082 atm·L·K^{-1}·mol^{-1}; ΔH_f^o (H_2O_2, 1) = –187,8 kJ·mol^{-1}; ΔH_f^o (H_2O, 1) = –241,8 kJ·mol^{-1}
Masas atómicas: H = 1; N = 14.
Puntuación máxima por apartado: 0.5 puntos.

Solución.

a. $N_2H_4(l) + 2H_2O_2(l) \rightarrow N_2(g) + 4H_2O(l)$

b. Partiendo de la reacción ajustada, se busca el factor de conversión de hidracina (N_2H_4) en nitrógeno (N_2), que nos permite calcular el número de moles de nitrógeno formado conocidos los moles de hidracina que reaccionan.

$$\frac{N_2}{N_2H_4} = \frac{1}{1} \Rightarrow n(N_2) = n(N_2H_4)$$

$$n(N_2H_4) = \frac{m(N_2H_4)}{M(N_2H_4)} = \frac{128\ g}{32\ gr/mol} = 4\ mol$$

Conocidos los moles de nitrógeno formados, mediante la ecuación de gases ideales se calcula el volumen conocidas las condiciones de presión y temperatura.

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \ : \ V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{4\ mol \cdot 0{,}082 \frac{atm \cdot L}{mol \cdot K} \cdot 293\ K}{\frac{50}{760} atm} = 1460{,}8\ L$$

c. Ecuación termoquímica (Reacción exotérmica)

$$N_2H_4(l) + 2H_2O_2(l) \rightarrow N_2(g) + 4H_2O(l) + 643\ kJ$$

$$\frac{\Delta Q}{N_2H_4} = \frac{-643}{1} \ : \ \Delta Q = -643 \frac{kJ}{mol} \cdot n(N_2H_4) = -643 \frac{kJ}{mol} \cdot 4\ mol = -2572\ kJ$$

El signo negativo solo tiene valor cualitativo, indicando que el calor se desprende.

d. Teniendo en cuenta que la entalpía es una función de estado, y por tanto sus variaciones solo dependen de las condiciones iniciales y finales, conocida la variación de entalpía de la reacción se puede calcular la entalpía de formación de la hidracina.

$$\Delta H_R^o = \Delta H_f^o(N_2(g)) + 4\Delta H_f^o(H_2O(l)) - \left(\Delta H_f^o(N_2H_4(l)) + 2\Delta H_f^o(H_2O_2(l))\right)$$

Teniendo en cuenta que el N_2(g) es un elemento en estado natural, $\Delta H_f^o(N_2(g)) = 0$

$$\Delta H_R^o = 4\Delta H_f^o(H_2O(l)) - \Delta H_f^o(N_2H_4(l)) - 2\Delta H_f^o(H_2O_2(l))$$

Despejando la entalpía de formación de la hidracina:

$$\Delta H_f^o(N_2H_4(l)) = 4\Delta H_f^o(H_2O(l)) - \Delta H_R^o - 2\Delta H_f^o(H_2O_2(l)) - \Delta H_R^o$$

$$\Delta H_f^o(N_2H_4(l)) = 4(-241{,}8) - 2(-187{,}8) - (-643) = 51{,}4\ kJ\ R.\ Endotérmica$$

Problema 2 .- En el proceso Haber-Bosch se sintetiza amoniaco haciendo pasar corrientes de nitrógeno e hidrógeno en proporciones 1:3 (estequiométricas) sobre un catalizador. Cuando dicho proceso se realiza a 500°C y 400 atm. se consume el 43 % de los reactivos, siendo el valor de la constante de equilibrio $K_p=1{,}55\times10^{-5}$. Determine, en las condiciones anteriores:

a) El volumen de hidrógeno necesario para la obtención de 1 tonelada de amoniaco puro.

b) La fracción molar de amoniaco obtenido.

c) La presión total necesaria para que se consuma el 60 % de los reactivos.

Datos. R = 0,082 atm·L·K^{-1}·mol^{-1}; Masas atómicas: N = 14, H = 1.

Puntuación máxima por apartado: a) y c) 0,75 puntos, b) 0,5 puntos.

Solución.

a. Si n_o es el número de moles iniciales N_2 que se introducen en el reactor, y el nitrógeno e hidrógeno se introducen en proporciones estequiométricas, $3n_o$ serán los moles de hidrógeno iniciales.

Si se denomina por α al tanto por uno de nitrógeno que reacciona, el cuadro de reacción queda de la siguiente forma:

	$N_2(g)$	+ $3H_2(g)$	$\rightleftharpoons$ $2NH_3(g)$
Cond. Iniciales (moles)	n_o	$3n_o$	—
Cond. Equilibrio (moles)	$n_o-n_o\alpha$	$3n_o-3n_o\alpha$	$2n_o\alpha$

Conocida la cantidad de amoniaco que se quiere obtener y el porcentaje de reactivos que se consumen, se puede obtener el número de moles iniciales de nitrógeno, y de este, los moles de hidrógeno iniciales.

$$n(NH_3)_{Eq}=\frac{1000\times10^3\,g}{17\,g/mol}=58{,}8\times10^3\,mol$$

$$n(NH_3)_{Eq}=2n_o\alpha\;:\;n_o=\frac{n(NH_3)_{Eq}}{2\alpha}=\frac{58{,}8\times10^3}{2\cdot0{,}43}=68{,}4\times10^3\,mol\,N_2$$

$$n(H_2)_o=3n(N_2)_o\,3\cdot68{,}4\times10^3=205{,}2\times10^3\,mol$$

Aplicando la ecuación de gases ideales, se calcula el volumen de hidrógeno necesario para obtener 1 tonelada de amoniaco.

$$P\cdot V=n\cdot R\cdot T\;:\;V=\frac{n\cdot R\cdot T}{P}=\frac{205{,}2\times10^3\ mol\cdot0{,}082\,\frac{atm\cdot L}{mol\cdot K}\cdot773\,K}{400\,atm}=32{,}5\times10^3\ L=32{,}5\,m^3$$

b. $$\chi_{NH_3}=\frac{n(NH_3)}{n_T}$$

$$n_T=n(N_2)+n(H_2)+n(NH_3)=n_o-n_o\alpha+3n_o-3n_o\alpha+2n_o\alpha=4n_o-2n_o\alpha=n_o(4-2\alpha)$$

$$\chi_{NH_3}=\frac{2n_o\alpha}{n_o(4-2\alpha)}=\frac{2\alpha}{4-2\alpha}=\frac{\alpha}{2-\alpha}=\frac{0{,}43}{2-0{,}43}0{,}274$$

c. La presión se puede obtener a partir de K_p teniendo en cuenta que su valor no varía con la P, y que se puede expresar en función de las fracciones molares y de la presión total del sistema.

$$K_p=\frac{P_{NH_3}^2}{P_{N_2}\cdot P_{H_2}^3}=\frac{P^2\cdot\chi_{NH_3}^2}{P\cdot\chi_{N_2}\cdot P^3\cdot\chi_{H_2}^3}=\frac{1}{P^2}\frac{\chi_{NH_3}^2}{\chi_{N_2}\cdot\chi_{H_2}^3}$$

$$P=\sqrt{\frac{1}{K_p}\frac{\chi_{NH_3}^2}{\chi_{N_2}\cdot\chi_{H_2}^3}}$$

$$\chi_{N_2}=\frac{n(N_2)}{n_T}=\frac{n_o-n_o\alpha}{n_o(4-2\alpha)}=\frac{n_o(1-\alpha)}{n_o(4-2\alpha)}=\frac{1-\alpha}{4-2\alpha}=\frac{1-0{,}6}{4-2\cdot0{,}6}=0{,}1428$$

$$\chi_{H_2}=\frac{n(H_2)}{n_T}=\frac{3n_o-3n_o\alpha}{n_o(4-2\alpha)}=\frac{n_o(3-3\alpha)}{n_o(4-2\alpha)}=\frac{3-3\alpha}{4-2\alpha}=\frac{3-3\cdot0{,}6}{4-2\cdot0{,}6}=0{,}4286$$

$$\chi_{NH_3} = \frac{2n_o\alpha}{n_o(4-2\alpha)} = \frac{2\alpha}{4-2\alpha} = \frac{\alpha}{2-\alpha} = \frac{0,6}{2-0,6} 0,4286$$

$$P = \sqrt{\frac{1}{1,55\times10^{-5}} \frac{0,4286^2}{0,1428\cdot 0,4286^3}} = 1026,7 \text{ atm}$$

Valor que confirma la Ley de Le Chatelier "Si la presión aumenta, el equilibrio se desplaza hacia la derecha, debido a que como producto ocupa menor volumen"

www.clasesdeapoyo.com

www.clasesdeapoyo.com

OPCIÓN B

Problema 1.- Una disolución comercial de ácido clorhídrico presenta un pH de 0,3.

a) Calcule la masa de hidróxido de sodio necesaria para neutralizar 200 mL de la disolución comercial de ácido.

b) Si 10 mL de la disolución comercial de ácido clorhídrico se diluyen con agua hasta un volumen final de 500 mL, calcule el pH de la disolución diluida resultante.

c) A 240 mL de la disolución diluida resultante del apartado anterior se le añaden 160 mL de ácido nítrico 0,005 M. Calcule el pH de la nueva disolución (suponiendo volúmenes aditivos).

d) Calcule los gramos de hidróxido de calcio necesarios para neutralizar la disolución final del apartado c).

Datos. Masas atómicas: Na = 23; Ca = 40; H = 1; O = 16.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Solución.

a. Reacción de neutralización entre un ácido y una base.

$$HCl + NaOH \rightarrow Na^+(aq) + Cl^-(aq) + H_2O$$

Con la reacción de neutralización ajustada, se busca la relación entre el ácido y la base.

$$\frac{NaOH}{HCl} = \frac{1}{1} \Rightarrow n(NaOH) = n(HCl)$$

Teniendo en cuenta que se pide la masa de hidróxido sódico, el número de moles de NaOH se calcula como:

$$n(NaOH) = \frac{m(NaOH)}{M(NaOH)}$$

Por estar en disolución, el número de moles HCl se calcula con el volumen y la molaridad de la disolución.

$$n(HCl) = M \cdot V$$

La molaridad del ácido clorhídrico se calcula teniendo en cuenta que es un ácido fuerte y está totalmente disociado, por tanto la concentración del ácido coincide con la concentración de protones de la disolución, que se obtiene de la definición de pH ($pH = -\log|H_3O^+|$).

$$HCl + H_2O \rightarrow Cl^- + H_3O^+$$

$$|HCl|_o = |H_3O^+| = 10^{-pH} = 10^{-0,3} = 0,5\ M$$

Sustituyendo en la relación entre el ácido y la base se despeja la masa de NaOH:

$$\frac{m(NaOH)}{M(NaOH)} = M(HCl) \cdot V(HCl) \ : \ \frac{m(NaOH)}{40\ gr/mol} = 0,5\ mol/L \cdot 200 \times 10^{-3}\ L \ : \ m(NaOH) = 4\ g$$

b. Para calcular el nuevo pH hay que conocer la concentración de la disolución diluida. Si a una disolución la diluimos con agua, el número de moles de soluto permanece constante.

$$n_{HCl}(inicial) = n_{HCl}(final)$$

$$M_i \cdot V_i = M_f \cdot V_f \ : \ M_f = M_i \cdot \frac{V_i}{V_f} = 0,5 \cdot \frac{10 \times 10^{-3}}{500 \times 10^{-3}} = 0,01$$

Por ser un ácido fuerte, la concentración de protones coincide con la concentración del ácido, tal y como se dijo en el apartado a.

$$|H_3O^+| = |HCl|_o = M = 0,01 \ : \ pH = -\log|H_3O^+| = -\log 0,01 = 2$$

c. Para calcular el nuevo pH hay que conocer la concentración de H_3O^+ de la disolución.

$$n(H_3O^+)_{Totales} = n(H_3O^+)_{HCl} + n(H_3O^+)_{HNO_3}$$

$$|H_3O^+|_T \cdot V_T = |H_3O^+|_{HCl} \cdot V_{HCl} + |H_3O^+|_{HNO_3} \cdot V_{HNO_3}$$

Por tratarse de una mezcla de ácidos fuertes, sus grados de disociación no varían ($\alpha = 1$).

$$HCl + H_2O \rightarrow Cl^- + H_3O^+ \;:\; \left|H_3O^+\right|_{HCl} = M(HCl)$$

$$HNO_3 + H_2O \rightarrow NO_3^- + H_3O^+ \;:\; \left|H_3O^+\right|_{HNO_3} = M(HNO_3)$$

Sustituyendo en la expresión -1-

$$\left|H_3O^+\right|_T \cdot V_T = M_{HCl} \cdot V_{HCl} + M_{HNO_3} \cdot V_{HNO_3}$$

$$\left|H_3O^+\right|_T \cdot 400 \times 10^{-3} = 0{,}01 \cdot 240 \times 10^{-3} + 0{,}005 \cdot 160 \times 10^{-3} \;:\; \left|H_3O^+\right|_T = 0{,}008\ M$$

$$pH = -\log\left|H_3O^+\right| = -\log 0{,}008 = 2{,}1$$

d. Reacción de neutralización:

$$2H_3O^+ + Ca(OH)_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2H_2O$$

En el ajuste de la reacción de neutralización no se ha tenido en cuenta las moléculas de agua que actúan de portador del protón.

$$\frac{Ca(OH)_2}{H_3O^+} = \frac{1}{2} \Rightarrow n(Ca(OH)_2) = \frac{1}{2} n(H_3O^+)$$

$$\frac{m(Ca(OH)_2)}{M(Ca(OH)_2)} = \frac{1}{2}\left|H_3O^+\right| \cdot V$$

$$\frac{m(Ca(OH)_2)}{74\ gr/mol} = \frac{1}{2} \cdot 0{,}008\ mol/l \cdot 400 \times 10^{-3} l \;:\; m(Ca(OH)_2) = 0{,}1184\ g$$

Problema 2.- Se quiere oxidar el ión bromuro, del bromuro de sodio, a bromo empleando una disolución acuosa de peróxido de hidrógeno 0,2 M en presencia de ácido sulfúrico. Respecto a dicha reacción:

- **a)** Ajuste las semirreacciones iónicas y la reacción molecular global.
- **b)** Calcule el potencial estándar para la reacción global.
- **c)** Calcule la masa de bromuro de sodio que se oxidaría a bromo empleando 60 mL de peróxido de hidrógeno.
- **d)** Calcule el volumen de bromo gaseoso, medido a 150°C y 790 mm Hg, desprendido en el proceso anterior.

Datos. Eº Br_2/Br^- = 1,06 V; Eº H_2O_2/H_2O = 1,77 V; R = 0,082 atm·L·K^{-1}·mol^{-1} ; masas atómicas: Na = 23; Br = 80.

Puntuación máxima por apartado: 0,50 puntos

a. $NaBr + H_2O_2 \xrightarrow{H_2SO_4} Br_2 + H_2O$

Cambio de valencia: $Br^- \xrightarrow{-1\,e^-} Br^0$

$O^- \xrightarrow{+1\,e^-} O^{2-}$

Semireacción de oxidación: $2Br^- - 2e^- \rightarrow Br_2$	$E° = -1{,}06$ v
Semireacción de reducción: $H_2O_2 + 2H^+ + 2e^- \rightarrow 2H_2O$	$E° = 1{,}77$ v
Reacción iónica global : $2Br^- + H_2O_2 + 2H^+ \rightarrow Br_2 + 2H_2O$	$E° = 0{,}71$ v

Reacción molecular global: $2NaBr + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow Br_2 + 2H_2O + Na_2SO_4$

b. f.e.m. ó potencial de la reacción Eº = 0,71v > 0 Espontánea.

c. En la reacción molecular ajustada, se busca el factor de conversión de peróxido de hidrógeno en bromuro de sodio.

$$\frac{NaBr}{H_2O_2}=\frac{2}{1}\Rightarrow n(NaBr)=2n(H_2O_2)$$

El número de moles de bromuro de sodio se calcula como masa dividido por masa molecular (se pide la masa en gramos de bromuro de sodio), mientras que el número de moles de peroxido de hidrógeno se calcula como molaridad por volumen.

$$\frac{m(NaBr)}{M(NaBr)}=2M(H_2O_2)\cdot V(H_2O_2)$$

$$\frac{m(NaBr)}{103\,{}^{g}\!/_{mol}}=2\cdot 0{,}2\,{}^{mol}\!/_{l}\cdot 60\times 10^{-3}l\ :\ m(NaBr)=2{,}47\,g$$

d. En la reacción molecular ajustada, se busca el factor de conversión de peróxido de hidrógeno en bromo molecular.

$$\frac{Br_2}{H_2O_2}=\frac{1}{1}\Rightarrow n(Br_2)=n(H_2O_2)$$

$$n(Br_2)=0{,}2\,{}^{mol}\!/_{l}\cdot 60\times 10^{-3}l=0{,}012\,mol$$

Conocidos los moles, se aplica la ecuación de gases ideales y se obtiene el volumen de bromo.

$$P\cdot V=n\cdot R\cdot T\ :\ V=\frac{n\cdot R\cdot T}{P}=\frac{0{,}012\,mol\cdot 0{,}082\,\frac{atm\cdot L}{mol\cdot K}\cdot 423\,K}{\frac{790}{760}\,atm}=0{,}4\,L$$