
SELECTIVIDAD QUÍMICA U.I.B. JUNIO 2016.

OPCIÓN A.

1. La alcoholemia es una de las principales causas de los accidentes de tráfico en nuestro país. La tasa de alcoholemia máxima permitida en sangre para los conductores es 0,5 gramos por litro. Los primeros alcoholímetros utilizados, para la detección de etanol en el aliento de los conductores, se basaban en la determinación de sulfato de cromo (III) según el proceso:



a. Sabiendo que la cantidad de alcohol espirado por el aliento de un conductor por litro de aire es 2000 veces inferior que era que hay en 1 l de sangre. ¿Qué concentración de etanol en sangre tiene una persona que ha expirado $2 \cdot 10^{-6}$ moles de sulfato de cromo (III) por litro de aire.

b. ¿Es cierto que el dicromato de potasio es la especie reductora en el proceso redox de la detección de etanol?

VER VÍDEO https://youtu.be/_NgUJtnoJfw

a.

$$\frac{2 \cdot 10^{-6} \text{ moles de Cr}_2(\text{SO}_4)_2}{1 \text{ L.}} \cdot \frac{3 \text{ moles de CH}_3 - \text{CH}_2\text{OH}}{2 \text{ moles de Cr}_2(\text{SO}_4)_2} \cdot \frac{46 \text{ g. de CH}_3 - \text{CH}_2\text{OH}}{1 \text{ mol CH}_3 - \text{CH}_2\text{OH}} =$$

= 0,138 mg. De alcohol/L. de aire. · 2000 = 0'276 g. alcohol/L. de sangre.

b. Falso. El cromo pasa de + 6 a +3, se reduce. El dicromato de potasio es el oxidante.

2. En un laboratorio químico se puede producir tolueno C_7H_8 mediante la deshidrogenación del metilciclohexano C_7H_{14} cómo se muestra en el equilibrio químico siguiente $\text{C}_7\text{H}_{14} \rightleftharpoons \text{C}_7\text{H}_8 + 3\text{H}_2$
En un recipiente cerrado y vacío de 2 L. de capacidad se introducen 3 moles de C_7H_{14} . Posteriormente se calienta 650 K y cuando se ha alcanzado el equilibrio químico se comprueba que se han producido 1,2 moles de H_2 .

a. Determina el valor de la constante de equilibrio a dicha temperatura.

b. ¿Cuál es la presión de la mezcla gaseosa cuándo se ha alcanzado el equilibrio químico?

c. Explica cómo se podría aumentar la formación de dihidrógeno, ¿aumentando o disminuyendo la presión total del recipiente?

d. Formula la molécula de tolueno.

VER VÍDEO <https://youtu.be/yIV2TC8WCTk>

a.

	C_7H_{14}	\rightleftharpoons	C_7H_8	+	$3H_2$
Moles iniciales	3		0		0
Moles en el equilibrio	$3 - x$		x		$3x$
	2,6		0,4		1,2

$$3x = 1,2 \rightarrow x = 0,4 \text{ moles.}$$

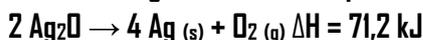
$$K_c = \frac{[C_7H_8][H_2]^3}{[C_7H_{14}]} = \frac{0,4}{2} \cdot \left(\frac{1,2}{2}\right)^3 = 0,033 \text{ M}^3$$

b.

$$P = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = 111,9 \text{ atm.}$$

c. Si la disminución de presión implica aumento de volumen, el equilibrio, según el principio de Le Chatelier, se desplaza hacia mayor número de moles de gas. Se desplaza a productos aumentando la concentración de dihidrógeno.

3. Dada la siguiente ecuación química de descomposición de un óxido de plata:



a. ¿Cuál es el volumen de oxígeno liberado cuando se descomponen 10 g de una muestra de $Ag_2O (s)$ de 90% de pureza, a 800 mmHg. y 25 ° C?

b. ¿Se puede afirmar que esta reacción es espontánea a alta temperatura?

c. Determina la entalpia de formación $Ag_2O (s)$

VER VÍDEO https://youtu.be/BAQZI6AVG_c

a.

$$10 \text{ g. } Ag_2O(\text{imp.}) \cdot \frac{90 \text{ g. } Ag_2O}{100 \text{ g. } Ag_2O(\text{imp.})} \cdot \frac{1 \text{ mol } Ag_2O}{231,8 \text{ g. } Ag_2O} \cdot \frac{1 \text{ mol de } O_2}{2 \text{ moles } Ag_2O} =$$

$$= 0,0194 \text{ mol de } O_2$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = 0,45 \text{ L.}$$

b.

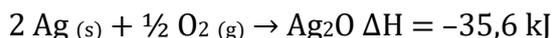
$\Delta H > 0$
 $\Delta S > 0$, pues aumenta el número de moles, aumentando el desorden.

$\Delta G = \Delta \overset{+}{H} - T \Delta \overset{+}{S}$ será negativo, espontánea, por encima de una determinada temperatura.

c.

$2 Ag_2O \rightarrow 4 Ag (s) + O_2 (g) \quad \Delta H = 71,2 \text{ kJ}$. Si la invertimos tenemos.

$4 Ag (s) + O_2 (g) \rightarrow 2 Ag_2O; \quad \Delta H = -71,2 \text{ kJ}$ Si dividimos entre dos.



4. Indica, de manera razonada, si alguno de los siguientes compuestos presenta carácter anfótero:

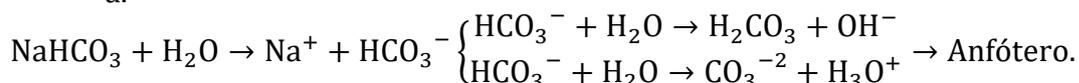


b. En un matraz aforado de 100 ml se introduce el mismo número de moles de ácido acético y de hidróxido de sodio y se enrasa con agua destilada. ¿Se puede afirmar que el pH de la disolución resultante es básico?

c. Enumera dos aplicaciones del ácido sulfúrico en el ámbito industrial. Consulta tus apuntes.

VER VÍDEO https://youtu.be/Ys_OcRbMymE

a.



b. Sí. En el punto de equivalencia se forma $\text{CH}_3 - \text{COONa}$ que hidroliza con el agua según: $\text{CH}_3 - \text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3 - \text{COOH} + \text{OH}^-$ se produce hidrólisis básica.

c. Fabricación de fertilizantes, explosivos, plásticos, productos farmacéuticos, textiles...

5. Sea un elemento X con número atómico 34.

a. Indica razonadamente el número de electrones desapareados que tiene este elemento en su estado fundamental.

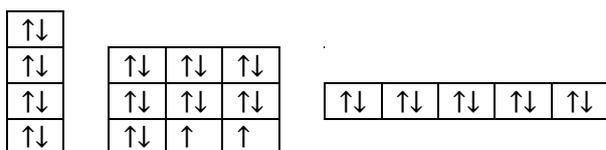
b. ¿Se puede asegurar que la energía de ionización de dicho elemento es más grande que la de un elemento que se encuentra en el mismo periodo de la tabla periódica con un número atómico mayor?

c. Explica la geometría del compuesto XH_2 . ¿Es cierto que es soluble en agua?

d. ¿Se puede asegurar que la molécula de X_2 forma un enlace triple?

VER VÍDEO <https://youtu.be/NIZ133c-Rrk>

a. Tiene dos electrones desapareados. Se trata del selenio.



b. No, en un periodo al aumentar el número atómico, aumenta la carga nuclear efectiva, siendo los electrones de la última capa más atraídos por el núcleo. El potencial de ionización aumenta hacia la derecha.

c. Según la T.R.P.E.C.V. es una molécula AB_2E , siendo angular y polar. Al ser polar es soluble en agua.

d. No, doble. El átomo de Se tiene tendencia a ganar 2 electrones.

OPCIÓN B.

1. a. La metilamina presenta una constante de basicidad de $3,6 \cdot 10^{-4}$, mientras que la del amoniaco es $1,8 \cdot 10^{-5}$ ¿es cierto que la metilamina es más básica que el amoniaco?

b. Calcula el pH y el grado de disociación de una disolución 0,1 molar de metilamina.

VER VÍDEO <https://youtu.be/3JwVfKMfUtl>

a. Para una misma concentración el pH de la metilamina es mayor que el del amoniaco, pues su constante es mayor.

b.

	$\text{CH}_3 - \text{NH}_2$	+	H_2O	\rightarrow	$\text{CH}_3 - \text{NH}_3^+$	+	OH^-
Concent. inicial	C_0				0		0
Concent. Equil.	$C_0(1 - \alpha)$				$C_0 \cdot \alpha$		$C_0 \cdot \alpha$

$$K_b = \frac{[\text{CH}_3 - \text{NH}_3^+][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3 - \text{NH}_2]} = \frac{(C_0 \alpha)^2}{C_0(1 - \alpha)} = \frac{C_0 \alpha^2}{1 - \alpha} \stackrel{\substack{\text{despreciamos } \alpha \\ \text{en } 1 - \alpha, \text{ si } \alpha \leq 10^{-5}}}{=} C_0 \alpha^2 \rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_b}{C_0}}$$

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-] \cdot \alpha}{1 - \alpha} \quad \left| \quad [\text{OH}^-] = C_0 \alpha \quad \left| \quad \begin{array}{l} \text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \\ \text{pH} + \text{pOH} = 14 \end{array} \quad \left| \quad \begin{array}{l} [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} \\ [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \end{array} \right. \right.$$

$$\begin{cases} C_0 = 0,1 \text{ M.} \\ K_b = 3,6 \cdot 10^{-4} \rightarrow K_b = \frac{C_0 \alpha^2}{1 - \alpha} \rightarrow \alpha = 0,0582 \\ [\text{OH}^-] = C_0 \alpha = 5,82 \cdot 10^{-3} \rightarrow \text{pOH} = 2,24 \rightarrow \text{pH} = 11,76 \end{cases}$$

2. Deduce razonadamente porque el Fe(II) puede ser oxidado en medio ácido a Fe(III) por el ion nitrato NO_3^- ; mientras que el ion Fe(III) no puede oxidar el Au a Au(III)

$E_0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77 \text{ V.}; E_0(\text{NO}_3^-/\text{NO}) = 0,96 \text{ V.}; E_0(\text{Au}^{3+}/\text{Au}) = 1,50 \text{ V.}$

VER VÍDEO <https://youtu.be/SVBJU8GmOpw>

La oxidación de Fe(II) a Fe(III) sigue la reacción: $\text{Fe}^{2+} + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{NO}$

$E_{\text{reacción}} = E_{\text{especie que se reduce}} - E_{\text{especie que se oxida}} = 0,96 - (0,77) = 0,19 \text{ V.} > 0$, sí hay reacción.

La oxidación de Au a Au(III) sigue la reacción: $\text{Au} + \text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{Au}^{3+} + \text{Fe}^{2+}$

$E_{\text{reacción}} = E_{\text{especie que se reduce}} - E_{\text{especie que se oxida}} = 0,77 - (1,50) = -0,73 \text{ V.} < 0$, no hay reacción.

3. Dado el equilibrio químico siguiente, $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$; ΔH negativo. Responde de manera razonada si las siguientes afirmaciones son ciertas o falsas.

a. Se trata de un proceso espontáneo a bajas temperaturas.

- b. Si se adiciona un catalizador al sistema, la entalpía disminuye.
 c. Si el volumen del recipiente se reduce a la mitad, el valor de la constante de equilibrio aumenta.

d. Una disminución de la temperatura favorece la formación de NO_2 .

VER VÍDEO https://youtu.be/UWZ04bs_D-Y

a. V

$$\begin{cases} \Delta H < 0 \\ \Delta S < 0, \text{ pues el número de moles de gas disminuye.} \end{cases} \rightarrow \Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

El signo de ΔG depende de la temperatura. Por debajo de una determinada temperatura $\Delta G < 0$, espontánea.

b. Falso. La adición de un catalizador disminuye la energía de activación. No influye en la entalpía de reacción.

c. Falso. La cte no depende del volumen.

d. Según el principio de Le Chatelier, disminuir la temperatura favorece procesos exotérmicos, en este caso hacia productos. Favorece la formación de dióxido de nitrógeno.

4. a. Nombrar los siguientes compuestos HCN y CH_2Cl_2 .
 b. ¿Por qué motivo el CH_2Cl_2 es un líquido a temperatura ambiente mientras que el CH_4 es un gas?

VER VÍDEO <https://youtu.be/CTDArW2ceQE>

a. Ácido cianhídrico, diclorometano.

b. Ambos compuestos según la T.R.P.E.C.V. son del tipo AB_4 (tetraédricas), siendo el CH_2Cl_2 polar (tiene las B distintas), con mayor fuerza intermolecular y el CH_4 apolar (las B son iguales).

5. a. A partir de los siguientes datos, y usando el ciclo de Born - Haber, determina la afinidad electrónica del cloro. Escribe las reacciones o transformaciones correspondientes a cada valor energético.

Energía de ionización del potasio $100 \text{ Kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$

Entalpía de formación del cloruro de potasio $-101,5 \text{ Kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$

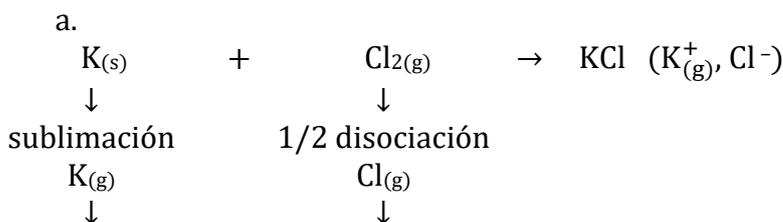
energía de sublimación del potasio $21,5 \text{ Kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$

energía de disociación del dicloro $57,0 \text{ Kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$

energía reticular del cloruro de potasio $-168,0 \text{ Kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$

b. La energía reticular del NaCl es $-188 \text{ Kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$. ¿Por qué motivo es más grande que la del cloruro de potasio? Razona la respuesta.

VER VÍDEO <https://youtu.be/Fc3LDUsL74w>



6

e. ionización $K_{(g)}^+$ afinidad electro. Cl^-

$\Delta H_f = SUB_K + E.I.K + \frac{1}{2} DIS.Cl_2 + A.E.Cl + U_{KCl}$, sustituyendo y despejando

$A.E. = -83,5 \text{ Kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$.

b.

$$U(\text{energía reticular}) = \alpha \cdot \frac{q^+ \cdot q^-}{r_+ + r_-}$$

Si comparamos las cargas iónicas, ambas sales tienen misma U. Al comparar los radios $r_{\text{ion potasio}} > r_{\text{ion sodio}} \rightarrow U_{NaCl} < U_{KCl}$