



UNIVERSIDAD DE CANTABRIA

PRUEBAS DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD

LOGSE – SEPTIEMBRE 2009

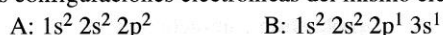
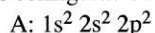
QUÍMICA

INDICACIONES

1. Debe elegir una opción completa de problemas. Si elige problemas de distintas opciones sólo se calificará el primero que se encuentre. Cada problema tendrá una calificación de 2 PUNTOS.
2. Debe elegir sólo tres cuestiones que debe responder de modo razonado; si elige más se le calificarán sólo las tres que primero figuren en el ejercicio. Cada cuestión tendrá una calificación de 2 PUNTOS.
3. Separe claramente unos problemas de otros y unas cuestiones de otras.

CUESTIONES [2 PUNTOS CADA UNA]

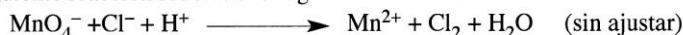
A. [2 PUNTOS] Dadas las siguientes configuraciones electrónicas del mismo elemento:



Indique de un modo razonado si las afirmaciones siguientes son verdaderas o falsas:

- a) No es posible la configuración proporcionada para B.
- b) Las dos configuraciones corresponden al mismo elemento pero de isótopos distintos.

B. [2 PUNTOS] La siguiente reacción redox tiene lugar en medio ácido:



Indique, razonando la respuesta, la veracidad o falsedad de las afirmaciones siguientes:

- a) El Cl^- es el agente reductor.
- b) El MnO_4^- experimenta una oxidación.

C. [2 PUNTOS] Justificar las siguientes propuestas relativas a sustancias orgánicas:

- a) La molécula CHCl_3 es polar.
- b) El etano es menos soluble en agua que el etanol.
- c) Formula y nombra dos posibles isómeros de fórmula $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$.
- d) Los alcanos lineales incrementan su punto de ebullición al aumentar el número de carbonos.

D. [2 PUNTOS] Para un determinado equilibrio químico en fase gaseosa, se sabe que un aumento de la temperatura provoca un desplazamiento de la reacción hacia la izquierda, mientras que un aumento de la presión provoca el desplazamiento de la reacción hacia la derecha. Indica justificadamente de cual de estos tres equilibrios se trata:

- a) $\text{A(g)} + \text{B(g)} \rightleftharpoons \text{C(g)} + \text{D(g)}$, exotérmica.
- b) $\text{A(g)} + \text{B(g)} \rightleftharpoons \text{C(g)}$, endotérmica.
- c) $2\text{A(g)} \rightleftharpoons \text{B(g)}$, exotérmica.

E. [2 PUNTOS] Se construye la pila $\text{Zn/Zn}^{2+} // \text{Ag}^+/\text{Ag}$.

Indica razonadamente:

- a) Las semirreacciones, indicando quién se oxida, quién se reduce y la reacción total que tiene lugar.
- b) La f.e.m. de la pila.
- c) La polaridad de cada electrodo.
- d) Dibuja la pila e indica el sentido de circulación de los electrones.

DATOS: $E^\circ (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$

$E^\circ (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$

PROBLEMAS [2 PUNTOS CADA UNO]

Opción de problemas I

I-1. A 425 °C la K_c del equilibrio: $I_2(g) + H_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$, vale 54,8

- Indicar en que sentido se desplazara la reacción si en un recipiente de 10,00 L se introducen 12,69 g de I_2 , 1,01 g de H_2 y 25,58 g de HI y se calienta a 425 °C.
- Calcular las concentraciones de I_2 , H_2 y HI cuando se alcance el equilibrio a la temperatura dada.
- Calcular el valor de K_p .

DATOS: Masas atómicas: I = 126,9; H = 1,01.

I-2. Las entalpías de formación estándar del etano (C_2H_6), dióxido de carbono (CO_2) y agua líquida son -84,7; -393,5; -285,8 kJ/mol respectivamente.

- Calcula el calor desprendido en la combustión completa de 45 g de etano.

DATOS: masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16.

Opción de problemas II

II-1. El efluente residual de una industria contiene un 0,2% en peso de ácido sulfúrico, debiendo ser neutralizado mediante la adición de hidróxido sódico. Se pretenden tratar 125 litros de la corriente residual ácida con una disolución de hidróxido sódico 2,5 M.

Calcula:

- El volumen de disolución de hidróxido sódico 2,5 M que es preciso utilizar para la neutralización completa del efluente residual.
- El pH de la disolución resultante si se añaden 50 ml más de los necesarios de la disolución de hidróxido sódico.

DATOS: La densidad de la corriente residual es 1 g/cm³

Masas atómicas: H = 1; S = 32; O = 16.

II-2. Calcula la cantidad de aluminio que podrá obtenerse por electrólisis de una disolución de sulfato de aluminio (III), $Al_2(SO_4)_3$, utilizando una intensidad de 1000 amperios, durante una hora, si el rendimiento es del 80%.

SOLUCIÓN EXAMEN SEPTIEMBRE 2009

CUESTIONES

A.- (2 p) Dadas las siguientes configuraciones electrónicas del mismo elemento:



Indique de un modo razonado si las afirmaciones siguientes son verdaderas o falsas:

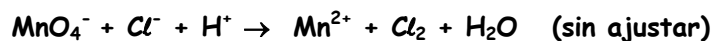
a) No es posible la configuración proporcionada para B.

Si es posible, se trata de una configuración correspondiente a un estado excitado del elemento B, en la cual un electrón del subnivel 2p ha adquirido energía suficiente para pasar al subnivel 3s.

b) Las dos configuraciones corresponden al mismo elemento pero de isótopos distintos.

Sí que corresponden al mismo elemento, ya que contienen el mismo número de electrones (y por tanto el mismo número de protones, ya que no se han producido procesos de ionización), pero **no podemos saber si son del mismo isótopo o de isótopos distintos**, ya que para ello necesitaríamos conocer qué partículas forman el núcleo de cada átomo (protones + neutrones).

B.- (2 p) La siguiente reacción redox tiene lugar en medio ácido:



Indique, razonando la respuesta, la veracidad o falsedad de las afirmaciones siguientes:

a) El Cl^- es el agente reductor.

Cierto, ya que los iones cloruro se oxidan a cloro molecular: $2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 e^-$, cediendo electrones para que otra sustancia (en este caso el ion permanganato) se reduzca.

b) El MnO_4^- experimenta una oxidación.

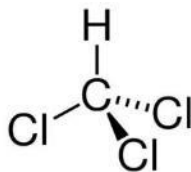
Falso, los iones permanganato se reducen, capturando electrones, a iones manganeso (II):



C.- (2 p) Justificar las siguientes propuestas relativas a sustancias orgánicas:

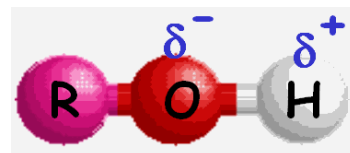
a) La molécula CHCl_3 es polar.

En esta molécula el C adopta hibridación sp^3 , por lo que el triclorometano adquiere una geometría tetraédrica, pero debido al diferente momento dipolar del enlace C - H con respecto al de los enlaces C - Cl, la molécula es polar.

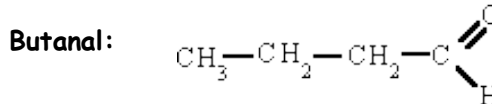
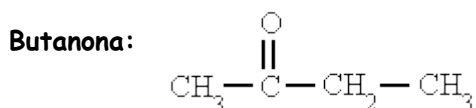


b) El etano es menos soluble en agua que el etanol.

Cierto ya que los hidrocarburos son compuestos prácticamente apolares, mientras que el metanol es una sustancia polar debido a la gran polaridad del grupo hidroxilo (-OH) que presentan los alcoholes, lo que le hace soluble en disolventes polares como el agua.



c) Formula y nombra dos posibles isómeros de fórmula C_4H_8O .



d) Los alcanos lineales incrementan su punto de ebullición al aumentar el número de carbonos.

Los hidrocarburos son sustancias covalentes moleculares prácticamente apolares, donde están presentes dos tipos de fuerzas intermoleculares: fuerzas de Van der Waals y de London. Hay dos factores determinantes de la intensidad de este tipo de fuerzas intermoleculares: el número de electrones que rodean a la molécula, que se incrementa con la masa molecular del alcano, y el área superficial de la molécula, que se incrementa con el número de átomos de carbono del hidrocarburo. El resultado es que los puntos de fusión y ebullición van a aumentar a medida que se incrementa el número de átomos de carbono.

D.- (2 p) Para un determinado equilibrio químico en fase gaseosa, se sabe que un aumento de la temperatura provoca un desplazamiento de la reacción hacia la izquierda, mientras que un aumento de la presión provoca el desplazamiento de la reacción hacia la derecha. Indica justificadamente de cuál de estos tres equilibrios se trata:

- a) $A(g) + B(g) \rightleftharpoons C(g) + D(g)$, exotérmica.
- b) $A(g) + B(g) \rightleftharpoons C(g)$, endotérmica.
- c) $2A(g) \rightleftharpoons B(g)$, exotérmica.

Un aumento de temperatura desplaza el equilibrio en el sentido del proceso endotérmico, por lo que si el equilibrio se desplaza hacia la izquierda, queda descartado el equilibrio b). Un aumento de presión desplaza el equilibrio en el sentido en el que disminuye el número de moles gaseosos, por lo que el equilibrio que responde a este comportamiento es el c).

E.- (2 p) Se construye la pila $\text{Zn}/\text{Zn}^{2+} // \text{Ag}^+/\text{Ag}$. Indica razonadamente:

DATOS: $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$

- a) Las semirreacciones, indicando quién se oxida, quién se reduce y la reacción total que tiene lugar.
- b) La f.e.m. de la pila.
- c) La polaridad de cada electrodo.
- d) Dibuja la pila e indica el sentido de circulación de los electrones.

El electrodo de plata, debido a su mayor potencial, actuará de cátodo, electrodo positivo. En este electrodo se produce la reducción de los iones Ag^+ a plata metálica, por lo que los iones Ag^+ son el oxidante del proceso:



El electrodo de cinc actuará de ánodo, electrodo negativo, y en él se produce la oxidación del cinc metálico a iones Zn^{2+} , por lo que el cinc metálico actuará de reductor del proceso:



La reacción redox global que tiene lugar en la pila es:

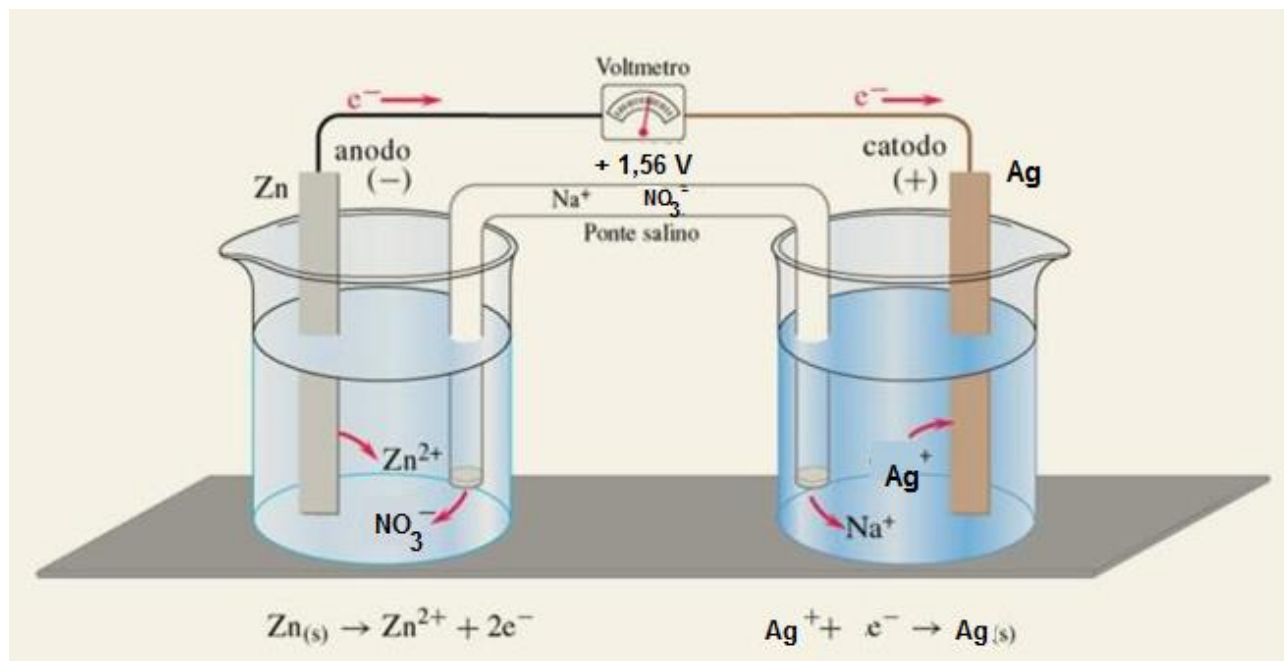


Los electrones circulan del ánodo hacia el cátodo, es decir del electrodo de cinc al de plata.

El potencial de la pila en condiciones estándar será:

$$E_{\text{pila}}^0 = E_{\text{cátodo}}^0 - E_{\text{ánodo}}^0 = 0,8 - (-0,76) = 1,56 \text{ V}$$

Un esquema de la pila sería:



PROBLEMAS

Opción de problemas I

1.1.- (2 p) A 425 °C la K_c del equilibrio: $I_2 (g) + H_2 (g) \rightleftharpoons 2 HI (g)$, vale 54,8

DATOS: Masas atómicas $I = 126,9$ $H = 1,01$

a) Indicar en qué sentido se desplazara la reacción si en un recipiente de 10,00 L se introducen 12,69 g de I_2 , 1,01 g de H_2 y 25,58 g de HI y se calienta a 425 °C.

Tras calcular las concentraciones de las diferentes especies, obtenemos el valor del cociente de reacción:

$$Q = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]} = \frac{[0,02]^2}{[0,05] \cdot [0,005]} = 1,6 \Rightarrow Q \neq K_c \Rightarrow \text{La reacción no está en equilibrio}$$

Como $Q < K_c$, para que el sistema alcance el equilibrio debe evolucionar hacia la derecha, aumentando la concentración de HI y disminuyendo las concentraciones de H_2 e I_2 , hasta que $Q = K_c$, alcanzando el sistema el equilibrio.

b) Calcular las concentraciones de I_2 , H_2 y HI cuando se alcance el equilibrio a la temperatura dada.

	$I_2 (g)$	+	$H_2 (g)$	\rightleftharpoons	$2 HI (g)$
Conc. Inicial (mol/L)	0,005		0,05		0,02
Reacción (mol/L)	- x		-x		2x
Conc. Equilibrio (mol/L)	0,005 - x		0,05 - x		0,02+2x

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]} \Rightarrow 54,8 = \frac{[0,02 + 2x]^2}{[0,05 - x] \cdot [0,005 - x]} \Rightarrow \text{Resolviendo } \begin{cases} x_1 = 0,056 \text{ mol/L} \\ x_2 = 4,76 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \end{cases}$$

$$\text{Concentraciones en el equilibrio: } \begin{cases} [HI] = (0,02 + 2x) = (0,02 + 2 \cdot 4,76 \cdot 10^{-3}) = 0,0295 \text{ mol/L} \\ [H_2] = (0,05 - x) = (0,05 - 4,76 \cdot 10^{-3}) = 0,04524 \text{ mol/L} \\ [I_2] = (0,005 - x) = (0,005 - 4,76 \cdot 10^{-3}) = 0,00024 \text{ mol/L} \end{cases}$$

c) Calcular el valor de K_p .

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} = K_c \cdot (R \cdot T)^0 = K_c = \mathbf{54,8}$$

1.2.- (2 p) Las entalpías de formación estándar del etano (C_2H_6), dióxido de carbono (CO_2) y agua líquida son -84,7; -393,5; -285,8 kJ/mol respectivamente.

Calcula el calor desprendido en la combustión completa de 45 g de etano.

DATOS: masas atómicas H = 1 C = 12 O = 16

Calculamos la entalpía de combustión del etano a partir de las entalpías de formación:



$$\Delta H^\circ = \sum n_p \cdot (\Delta H_f^\circ)_p - \sum n_r \cdot (\Delta H_f^\circ)_r$$

$$\Delta H^\circ = 2 \cdot (\Delta H_f^\circ)_{CO_2(g)} + 3 \cdot (\Delta H_f^\circ)_{H_2O(l)} - (\Delta H_f^\circ)_{C_2H_6(g)} - \frac{7}{2} \cdot (\Delta H_f^\circ)_{O_2(g)}$$

$$\Delta H^\circ = 2 \cdot (-393,5) + 3 \cdot (-285,8) - (-84,7) - \frac{25}{2} \cdot 0 = -1559,7 \frac{kJ}{mol}$$

Por lo tanto la cantidad de energía desprendida a partir de 45 g de etano es:

$$\Delta H = 45 g \cdot \frac{1 mol}{30 g} \cdot (-1559,7 kJ/mol) = \mathbf{-2339,55 kJ}$$

Opción de problemas II

2.1.- (2 p) El efluente residual de una industria contiene un 0,2% en peso de ácido sulfúrico, debiendo ser neutralizado mediante la adición de hidróxido sódico. Se pretenden tratar 125 litros de la corriente residual ácida con una disolución de hidróxido sódico 2,5 M. Calcula:

DATOS: La densidad de la corriente residual es 1 g/cm³

Masas atómicas H = 1 S = 32 O = 16

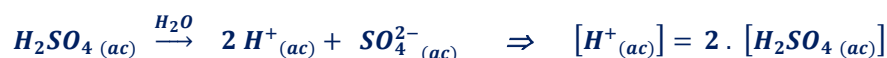
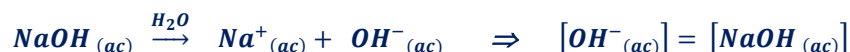
a) El volumen de disolución de hidróxido sódico 2,5 M que es preciso utilizar para la neutralización completa del efluente residual.

Calculamos la concentración del ácido sulfúrico a tratar:

$$m_{efluente} = 125 L \cdot 10^3 cm^3/L \cdot 1 g/cm^3 = 1,25 \cdot 10^5 g \Rightarrow m_{ác} = 1,25 \cdot 10^5 \cdot 0,2\% = 250 g$$

$$n_{ác} = \frac{250}{98} = 2,55 mol \Rightarrow [H_2SO_4]_{(ac)} = \frac{2,55 mol}{125 L} = 0,0204 mol/L$$

Tanto el ácido sulfúrico como el hidróxido de sodio son especies fuertes que en agua están totalmente disociadas:



Cuando se produce la neutralización completa, y teniendo en cuenta la dilución, se cumple:

$$[OH^-_{(ac)}] = [H^+_{(ac)}] \Rightarrow \frac{x L \cdot 2,5 mol/L}{(125 + x) L} = 2 \cdot \frac{125 L \cdot 0,0204 mol/L}{(125 + x) L}$$

$$\mathbf{x = 2,04 L de NaOH 2,5 M}$$

b) El pH de la disolución resultante si se añaden 50 mL más de los necesarios de la disolución de hidróxido sódico.

Si añadimos 50 mL más de sosa tendremos un exceso de concentración de sosa:

$$[OH^{-}(ac)]_{exceso} = [OH^{-}(ac)] - [H^{+}(ac)] = \frac{2,09 \text{ L} \cdot 2,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{127,09 \text{ L}} - 2 \cdot \frac{125 \text{ L} \cdot 0,0204 \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{127,09 \text{ L}}$$

$$[OH^{-}(ac)]_{exceso} = 9,83 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$pOH = -\log [OH^{-}(ac)]_{exceso} = -\log 9,83 \cdot 10^{-4} = 3 \Rightarrow pH = 14 - pOH = 11$$

2.2.- (2 p) Calcula la cantidad de aluminio que podrá obtenerse por electrólisis de una disolución de sulfato de aluminio (III), $Al_2(SO_4)_3$, utilizando una intensidad de 1000 amperios, durante una hora, si el rendimiento es del 80%.

Calculamos la cantidad de carga que ha atravesado la cuba electrolítica:

$$Q = I \cdot t = 1000 \cdot 3600 = 3,6 \cdot 10^6 \text{ C}$$

En el cátodo de la celda electrolítica, se produce la reducción de los iones aluminio (III) a aluminio metálico:



No se facilita la masa molar del Al y se supone que se debe conocer el valor de un Faraday, sino no se pueden hacer cálculos numéricos. De modo los moles de aluminio obtenido, teniendo en cuenta el rendimiento del 80% es:

$$n_{Al} = 3,6 \cdot 10^6 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ F}}{96500 \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ mol de Al}}{3 \text{ F}} \cdot 0,8 = 9,95 \text{ mol de Al}$$