



UNIVERSIDAD DE CANTABRIA

PRUEBAS DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD

LOE – SEPTIEMBRE 2013

QUÍMICA

INDICACIONES

Debe elegir una opción completa de problemas.

OPCIÓN DE EXAMEN Nº 1

1. [2 PUNTOS]

- a) Escribe las configuraciones electrónicas en su estado fundamental de los elementos A y B cuyos números atómicos son 38 y 17 respectivamente. Indica cuantos electrones desapareados presentan en su última capa.
- b) Razona que tipo de enlace formará un compuesto binario entre ambos elementos. Indica dos propiedades características de este tipo de enlace

2. [2 PUNTOS] La solubilidad en agua a 25 °C del hidróxido de cobre (II) es $3,42 \cdot 10^{-7}$ mol/l:

- a) Calcula la constante del producto de solubilidad del hidróxido de cobre(II).
- b) Razona si la solubilidad aumentará cuando:
 - 1) se añade un ácido a una disolución saturada de hidróxido de cobre (II),
 - 2) se añade una sal soluble de cobre (II) a una disolución saturada de hidróxido de cobre (II).

3. [2 PUNTOS] Calcular el pH de las siguientes disoluciones:

- a) Una disolución 0,2 M de amoníaco.
- b) Una disolución 0,3 M de amoníaco y 0,2 M de cloruro amónico.

Indicar razonadamente si el pH de las siguientes disoluciones será mayor, menor o igual a 7:

- c) Una disolución 0,2 M de cloruro amónico.
- d) Una disolución 0,2 M de cloruro sódico.

DATOS: $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

4. [2 PUNTOS]

- a) Escribe todo los isómeros posibles del 2-butanol e indica el tipo de isomería.
- b) Razona por qué el butanol es soluble en agua y el correspondiente alcano de cuatro carbonos no.

5. [2 PUNTOS] ¿Cuántos moles de oro y de plata se depositarán al paso de una corriente de 5 amperios durante 193 minutos por sendos baños electrolíticos con iones Au^{3+} y Ag^+ , respectivamente? Indica las reacciones que ocurren y justifica el resultado. ¿Qué habría que hacer para depositar la misma cantidad de moles de oro que la que se deposita de plata?

DATOS: 1 Faraday = 96500 culombios.

1.- (2 p)

- a) Escribe las configuraciones electrónicas en su estado fundamental de los elementos A y B cuyos números atómicos son 38 y 17 respectivamente. Indica cuantos electrones desapareados presentan en su última capa.



- b) Razona que tipo de enlace formará un compuesto binario entre ambos elementos. Indica dos propiedades características de este tipo de enlace

El elemento A es un metal (el electrón diferenciante ocupa un subnivel s) y el elemento B es un no-metal, ya que el electrón diferenciante ocupa un subnivel p incompleto.

Entre ellos **se establecerá un enlace iónico**, dando lugar a la formación de un cristal iónico de fórmula AB_2 .

Entre sus propiedades podemos destacar sus **altos puntos de fusión y ebullición**, su **mala solubilidad en disolventes apolares**, su **buena solubilidad en disolventes polares** y su **conductividad eléctrica de segunda especie (conduce en estado líquido o disuelto)**

2.- (2 p) La solubilidad en agua a 25 °C del hidróxido de cobre (II) es $3,42 \cdot 10^{-7}$ mol/L.

- a) Calcula la constante del producto de solubilidad del hidróxido de cobre (II)

	$Cu(OH)_2 (s)$	$\rightleftharpoons$	$Cu^{+2} (ac)$	+	$2 OH^- (ac)$
Conc. Inicial (mol/L)	a		--		--
Reacción (mol/L)	-s		s		2s
Conc. Equilibrio (mol/L)	a - s		s		2s

$$K_{ps} = [Cu^{+2}] \cdot [OH^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4 \cdot s^3 = 4 \cdot (3,42 \cdot 10^{-7})^3 = 1,6 \cdot 10^{-19}$$

- b) Razona si la solubilidad aumentará cuando:

- 1) se añade un ácido a una disolución saturada de hidróxido de cobre (II),

Se produce un aumento de la solubilidad. Los protones liberados por el ácido reaccionan con los iones OH^- , formándose agua. La disminución de la concentración de iones hidróxido en la disolución produce el consiguiente desplazamiento del equilibrio hacia la derecha.

- 2) se añade una sal soluble de cobre (II) a una disolución saturada de hidróxido de cobre (II).

Disminuye la solubilidad. La adición de la sal soluble de cobre (II) produce un aumento de la concentración de iones Cu^{+2} , produciendo un desplazamiento del equilibrio hacia la izquierda (efecto del ion común).

3.- (2 p) Calcular el pH de las siguientes disoluciones:

DATOS: $K_b(NH_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

- a) Una disolución 0,2 M de amoníaco.

	$NH_3 (ac)$	+	$H_2O (l)$	$\rightleftharpoons$	$NH_4^+ (ac)$	+	$OH^- (ac)$
Conc. Inicial (mol/L)	0,2				--		--
Reacción (mol/L)	-x				x		x
Conc. Equilibrio (mol/L)	0,2 - x				x		x

$$K_b = \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}{[NH_3]} \Rightarrow 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{[x] \cdot [x]}{[0,2 - x]} \Rightarrow \text{Resolviendo: } \begin{cases} x_1 = 1,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \\ x_2 = 1,886 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \end{cases}$$

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log (1,886 \cdot 10^{-3}) = 2,72 \Rightarrow pH = 14 - pOH = 11,28$$

b) Una disolución 0,3 M de amoníaco y 0,2 M de cloruro amónico.

El cloruro de amonio se disocia completamente, formándose una disolución reguladora NH_4^+/NH_3 .

	$NH_4^+ (ac)$	+	$H_2O (l)$	$\rightleftharpoons$	$NH_3 (ac)$	+	$H_3O^+ (ac)$
Conc. Inicial (mol/L)	0,2				0,3		--
Reacción (mol/L)	x				x		x
Conc. Equilibrio (mol/L)	$0,2 - x \cong 0,2$				$0,3 + x \cong 0,3$		x

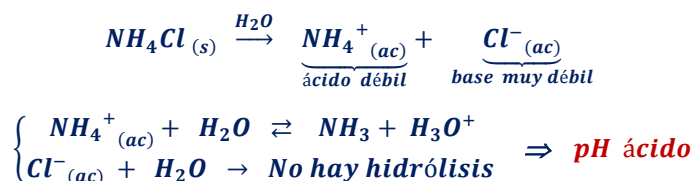
$$K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{[NH_3] \cdot [H_3O^+]}{[NH_4^+]} \Rightarrow \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = \frac{[0,3] \cdot [x]}{[0,2]} \Rightarrow x = 3,7 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$$

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log 3,7 \cdot 10^{-10} = 9,43$$

Indicar razonadamente si el pH de las siguientes disoluciones será mayor, menor o igual a 7:

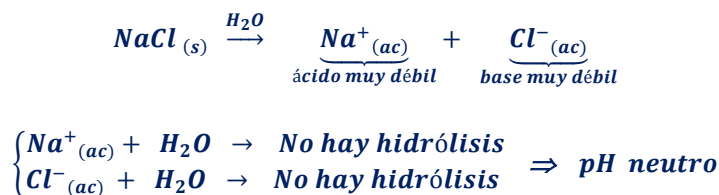
a) Una disolución 0,2 M de cloruro amónico.

Cloruro de amonio (sal de ácido fuerte-base débil)



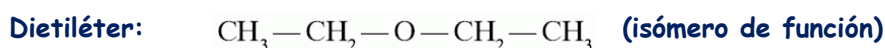
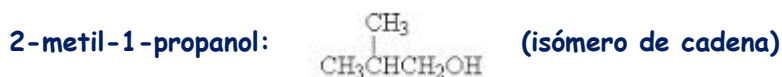
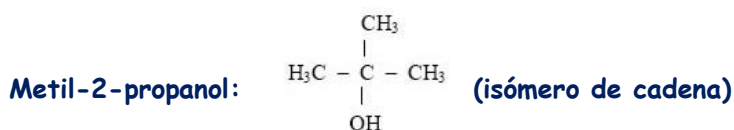
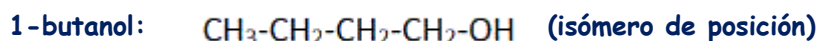
b) Una disolución 0,2 M de cloruro sódico.

Cloruro de sodio (sal de ácido fuerte-base fuerte)



4.- (2 p)

a) Escribe todo los isómeros posibles del 2-butanol e indica el tipo de isomería.



Metilpropiléter: $\text{CH}_3\text{-O-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$ (isómero de función)

b) Razona por qué el butanol es soluble en agua y el correspondiente alcano de cuatro carbonos no.

Ambos son compuestos covalentes moleculares pero el butanol presente un enlace covalente muy polar entre el oxígeno y el hidrógeno, razón por la que entre las moléculas de butanol se crean fuerzas de Van der Waals y enlace de hidrógeno. Sin embargo la molécula de butano es prácticamente apolar, por lo que no es soluble en disolventes polares como el agua.

5. - (2 p) ¿Cuántos moles de oro y de plata se depositarán al paso de una corriente de 5 amperios durante 193 minutos por sendos baños electrolíticos con iones Au^{3+} y Ag^+ , respectivamente? Indica las reacciones que ocurren y justifica el resultado. ¿Qué habría que hacer para depositar la misma cantidad de moles de oro que la que se deposita de plata?

DATOS: 1 Faraday = 96500 culombios.

En el cátodo de ambas cubas electrolíticas se produce la reducción de ambos iones:



$$n_{\text{Au}} = [5 \cdot (193 \cdot 60)] \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ F}}{96500 \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ mol Au}}{3 \text{ F}} = 0,2 \text{ mol}$$

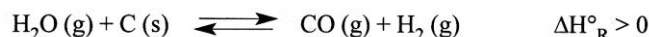


$$n_{\text{Ag}} = [5 \cdot (193 \cdot 60)] \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ F}}{96500 \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ mol Ag}}{1 \text{ F}} = 0,6 \text{ mol}$$

Para que se depositen los mismos moles de oro que de plata, por la cuba electrolítica que contiene la disolución de Au^{+3} tiene que pasar el triple de carga que por la cuba que contiene la disolución de Ag^+ , ya que el depósito de un mol de Au requiere 3 F de carga, mientras que el depósito de un mol de Ag requiere 1 F.

OPCIÓN DE EXAMEN Nº 2

1. [2 PUNTOS] Se introduce una mezcla de 0,5 moles de carbono y 0,5 moles de agua en un recipiente de 1 L y se calienta a una temperatura de 430 °C, alcanzándose el siguiente equilibrio:



- Determina las concentraciones de los componentes de la reacción en el equilibrio, sabiendo que a esa temperatura la constante de equilibrio K_c es 54,3.
- Señala razonadamente, cuál de las siguientes medidas produce un aumento de la concentración del monóxido de carbono: 1) Elevar la temperatura. 2) Retirar vapor de agua de la mezcla en el equilibrio. 3) Introducir hidrógeno en la mezcla en equilibrio. 4) Aumentar la presión.

2. [2 PUNTOS] Para determinar el contenido de hierro de un acero se disuelven 1,18 g de acero en ácido clorhídrico, obteniéndose iones Fe^{2+} , los cuales se valoran posteriormente, en medio ácido con $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 0,04 M obteniéndose Cr^{3+} y Fe^{3+} .



- Ajusta la reacción iónica de valoración redox por el método del ión electrón.
- Si en el proceso de valoración se emplearon 85,0 cm³ de la disolución de dicromato potásico, determina el porcentaje en masa de Fe en el acero.

DATOS: Masa atómica, Fe = 55,8

3. [2 PUNTOS] Decir razonadamente si son ciertas o falsas las siguientes propuestas en relación con las características básicas de un catalizador.

- Un proceso no espontáneo se ve favorecido por la presencia de un catalizador.
- Acelera por igual la reacción directa como la inversa.
- Es un reactivo más e interviene por tanto en la reacción química global.
- En general los catalizadores son muy específicos, activan una reacción en concreto y no el resto de las reacciones posibles.

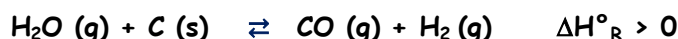
4. [2 PUNTOS] Para una determinada reacción, a 25 °C, los valores de ΔH° y ΔS° son, respectivamente, 10,5 kJ y 30,0 J/K.

- Justificar numéricamente si la reacción será espontánea o no.
- ¿Es una reacción exotérmica?
- Supuestas constantes con la temperatura ambas funciones de estado, calcular la temperatura a la que la reacción está en equilibrio.
- ¿La reacción genera un aumento del desorden?

5. [2 PUNTOS] Explicar breve y razonadamente:

- El agua disuelve a los compuestos iónicos y el CCl_4 no.
- El BeH_2 no es polar y si lo es el H_2O .
- El etano es menos soluble en agua que el etanol.
- El SH_2 tiene un punto de ebullición menor que el SeH_2 (ambos son gases a temperatura ambiente).

1.- (2 p) Se introduce una mezcla de 0,5 moles de carbono y 0,5 moles de agua en un recipiente de 1 L y se calienta a una temperatura de 430 °C, alcanzándose el siguiente equilibrio:



- a) Determina las concentraciones de los componentes de la reacción en el equilibrio, sabiendo que a esa temperatura la constante de equilibrio K_c es 54,3.

Se trata de un equilibrio heterogéneo.

	$\text{H}_2\text{O (g)}$	+	C (s)	$\rightleftharpoons$	CO (g)	+	$\text{H}_2 \text{ (g)}$
Conc. Inicial (mol/L)	0,5		0,5		--		--
Reacción (mol/L)	-x		-x		+ x		+ x
Conc. Equilibrio (mol/L)	0,5 - x		0,5 - x		x		x

$$K_c = \frac{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2]}{[\text{H}_2\text{O}]} \Rightarrow 54,3 = \frac{[x] \cdot [x]}{[0,5 - x]} \Rightarrow \text{Resolviendo } \begin{cases} x_1 = 54,795 \text{ mol/L} \\ x_2 = 0,495 \text{ mol/L} \end{cases}$$

$$\text{Concentraciones en el equilibrio: } \begin{cases} \text{H}_2\text{O} = (0,5 - x) = (0,5 - 0,495) = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \\ \text{C} = (0,5 - x) = (0,5 - 0,495) = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \\ \text{CO} = x = 0,495 \text{ mol/L} \\ \text{H}_2 = x = 0,495 \text{ mol/L} \end{cases}$$

- b) Señala razonadamente, cuál de las siguientes medidas produce un aumento de la concentración del monóxido de carbono: 1) Elevar la temperatura. 2) Retirar vapor de agua de la mezcla en el equilibrio. 3) Introducir hidrógeno en la mezcla en equilibrio. 4) Aumentar la presión.

Aumentar la temperatura: desplaza el equilibrio en el sentido endotérmico, en este caso hacia la derecha, produciéndose un aumento de la concentración de monóxido de carbono.

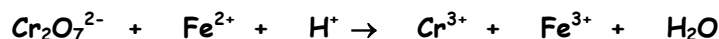
Retirar vapor de agua: el equilibrio se desplaza hacia la izquierda para recuperar la concentración de vapor de agua, produciéndose una disminución de la concentración de monóxido de carbono.

Introducir hidrógeno: el equilibrio se desplaza hacia la derecha para disminuir la concentración de hidrógeno, produciéndose un aumento de la concentración de monóxido de carbono.

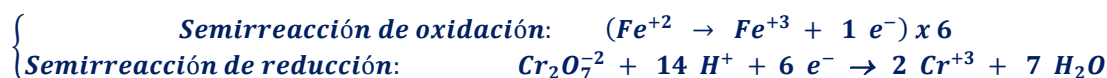
Aumentar la presión: el equilibrio se desplaza en el sentido en el que disminuye el número de moles de gas, en este caso hacia la izquierda, disminuyendo la concentración de monóxido de carbono.

2.- (2 p) Para determinar el contenido de hierro de un acero se disuelven 1,18 g de acero en ácido clorhídrico, obteniéndose iones Fe^{2+} , los cuales se valoran posteriormente, en medio ácido con $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 0,04 M obteniéndose Cr^{3+} y Fe^{3+} .

DATOS: Masa atómica, Fe = 55,8



- a) Ajusta la reacción iónica de valoración redox por el método del ion electrón.



- b) Si en el proceso de valoración se emplearon 85,0 cm³ de la disolución de dicromato potásico, determina el porcentaje en masa de Fe en el acero.

$$m_{Fe} = 0,085 \text{ L disolución de } K_2Cr_2O_7 \cdot \frac{0,04 \text{ mol de } K_2Cr_2O_7}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{6 \text{ mol Fe}}{1 \text{ mol de } K_2Cr_2O_7} \cdot \frac{55,8 \text{ g}}{1 \text{ mol Fe}}$$

$$m_{Fe} = 1,138 \text{ g}$$

$$\% Fe = \left(\frac{1,138}{1,18} \right) \cdot 100 = 96,47 \%$$

3.- (2 p) Decir razonadamente si son ciertas o falsas las siguientes propuestas en relación con las características básicas de un catalizador.

- a) Un proceso no espontáneo se ve favorecido por la presencia de un catalizador.

Falso. El catalizador no afecta a la espontaneidad de una reacción química, sólo afecta a la energía de activación.

- b) Acelera por igual la reacción directa como la inversa.

Cierto. El catalizador conduce la reacción más rápidamente al estado de equilibrio por ambos sentidos.

- c) Es un reactivo más e interviene por tanto en la reacción química global.

Falso. Aunque el catalizador participa en el proceso propiciando un nuevo mecanismo de reacción, en una de las etapas del mecanismo el catalizador se regenera, por lo que no participa en la reacción global.

- d) En general los catalizadores son muy específicos, activan una reacción en concreto y no el resto de las reacciones posibles.

Cierto. En general, los catalizadores son específicos, es decir, aceleran sólo una reacción concreta y no el resto. Esta especificidad es muy notable en el caso de las enzimas.

4.- (2 p) Para una determinada reacción, a 25 °C, los valores de ΔH° y ΔS° son, respectivamente: 10,5 kJ y 30,0 J/K.

- a) Justificar numéricamente si la reacción será espontánea o no.

Un proceso químico es espontáneo cuando:

$$\Delta G < 0 \Rightarrow \Delta H - T \cdot \Delta S > 0$$

Si calculamos la variación de energía libre de Gibbs a 25 °C:

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S = 10,5 - (298 \cdot 30 \cdot 10^{-3}) = 1,56 \text{ kJ} > 0 \Rightarrow \text{No espontáneo}$$

- b) ¿Es una reacción exotérmica?

No, es una reacción endotérmica, ya que su variación de entalpía es positiva.

- c) Supuestas constantes con la temperatura ambas funciones de estado, calcular la temperatura a la que la reacción está en equilibrio.

La reacción está en equilibrio cuando la variación de la energía libre de Gibbs es cero:

$$\Delta H - T \cdot \Delta S = 0 \Rightarrow T = \frac{\Delta H}{\Delta S} = \frac{10,5}{30 \cdot 10^{-3}} = 350 \text{ K} = 77 \text{ °C}$$

- d) ¿La reacción genera un aumento del desorden?

Cierto, ya que la variación de entropía es positiva y la entropía mide el desorden del sistema.

5.- (2 p) Explicar breve y razonadamente:

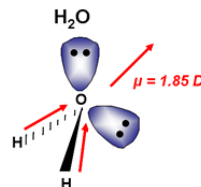
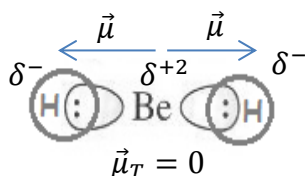
- a) El agua disuelve a los compuestos iónicos y el CCl_4 no.

El agua es un disolvente polar, por lo que los solutos polares, como las sustancias iónicas, son solubles en ella; sin embargo las sustancias apolares como el tetracloruro de carbono no son solubles.

- b) El BeH_2 no es polar y si lo es el H_2O .

El dihidruro de berilio tiene una geometría lineal debido a la hibridación sp del átomo de Be. Esta geometría simétrica hace que la molécula sea apolar.

El agua es una molécula angular debido a la hibridación sp^3 del átomo de oxígeno. La falta de simetría hace que la molécula sea polar.



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

El etano es un hidrocarburo y por lo tanto una sustancia covalente molecular prácticamente apolar. Este tipo de sustancias son más solubles cuanto menos polar es el disolvente, por eso es prácticamente insoluble en agua, ya que es un disolvente polar.

El etanol es una sustancia covalente molecular polar debido a la presencia del grupo hidroxilo ($-\text{O}-\text{H}$), por lo que es soluble en disolventes polares como el agua.

- d) El SH_2 tiene un punto de ebullición menor que el SeH_2 (ambos son gases a temperatura ambiente).

Ambas son sustancias covalentes moleculares polares, pero el sulfuro de hidrógeno tiene menor masa molecular, por lo que sus enlaces intermoleculares son más débiles y por eso hierve a menor temperatura.