



UNIVERSIDAD DE CANTABRIA

PRUEBAS DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD

LOE – SEPTIEMBRE 2014

QUÍMICA

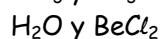
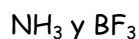
INDICACIONES

Debe elegir una opción completa de problemas.

OPCIÓN DE EXAMEN Nº 1

1. [2 PUNTOS] En las siguientes parejas de moléculas, una molécula es polar y la otra no polar.
 NH_3 y BF_3 .
 H_2O y BeCl_2 .
a) Explica razonadamente la geometría de estas moléculas.
b) Indica razonadamente en cada pareja cuál es la molécula polar y cuál la no polar.
2. [2 PUNTOS] Para la reacción: $\text{CH}_3 - \text{CH}_2\text{OH} (\text{l}) + \text{O}_2 (\text{g}) \longrightarrow \text{CH}_3 - \text{COOH} (\text{l}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l})$:
a) Calcula la variación de entalpía de la reacción a 25°C , en condiciones estándar.
b) Razona cuál es el signo de la variación de entropía a 25°C , en condiciones estándar.
c) Razona si será la reacción espontánea a cualquier temperatura.
d) ¿Cómo determinarías la temperatura teórica a la que la energía de Gibbs es igual a cero?
DATOS: $\Delta H_f^\circ (\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}) (\text{l}) = -227,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ (\text{CH}_3\text{COOH}) (\text{l}) = -487 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$;
 $\Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{O}) (\text{l}) = -285,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.
3. [2 PUNTOS] Para la reacción en fase gaseosa $\text{CO} + \text{NO}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{NO}$ la ecuación de velocidad es $v = k \cdot [\text{NO}_2]^2$. Justifica si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:
a) La velocidad de desaparición del CO es igual que la velocidad de desaparición del NO_2 .
b) La constante de velocidad no depende de la temperatura porque la reacción se produce en fase gaseosa.
c) El orden total de la reacción es dos.
d) Las unidades de la constante de velocidad serán $(\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1})$.
4. [2 PUNTOS] Para las sales cloruro de plata AgCl y sulfuro de plata Ag_2S , cuyas constantes de producto de solubilidad, a 25°C , son $1,6 \cdot 10^{-10}$ y $2,1 \cdot 10^{-49}$, respectivamente:
a) Formula los equilibrios heterogéneos de disociación y escribe las expresiones para las constantes del producto de solubilidad de cada una de las sales indicadas, en función de sus solubilidades.
b) Calcula la solubilidad de cada una de estas sales en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$.
c) ¿Qué efecto produce la adición de cloruro de sodio sobre una disolución saturada de cloruro de plata?
d) A una disolución de Cl^- le adicionamos otra de Ag^+ , tal que las concentraciones finales de ambas especies sea 10^{-4} M . Razona si precipitará $\text{AgCl} (\text{s})$.
DATOS: Masas atómicas: $\text{Cl} = 35,5$; $\text{Ag} = 108,0$; $\text{S} = 32,0$.
5. [2 PUNTOS] Para platear un objeto se ha estimado que es necesario depositar 40 g de plata.
a) Si se realiza la electrolisis de una disolución acuosa de sal de Ag^+ con una corriente de 2 amperios ¿cuánto tiempo se tardará en realizar el plateado?
b) ¿Cuántos moles de electrones han sido necesarios para ello?
c) Con la misma cantidad de electrones ¿cuántos gramos de Au se depositarán, si se realiza la electrolisis con una disolución acuosa de sal de Au^{3+} ?
d) Para que se deposite la misma cantidad de moles de oro que los que se depositaron de plata, ¿razona si hay que aumentar o disminuir la cantidad de electrones que circulen por la disolución?
DATOS: Masas atómicas: $\text{Ag} = 108$; $\text{Au} = 197$.
 $F = 96.500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$.

1.- (2 p) En las siguientes parejas de moléculas, una molécula es polar y la otra no polar:



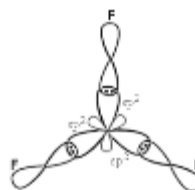
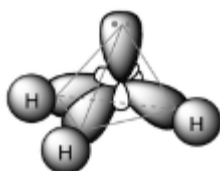
a) Explica razonadamente la geometría de estas moléculas.

Como no disponemos de los números atómicos, no podemos utilizar las configuraciones electrónicas para justificar las hibridaciones orbitales de los átomos centrales. Sin embargo si podemos utilizar el conocimiento de las principales hibridaciones que forman los átomos de N, B, O y Be para responder a esta pregunta.

NH₃ y BF₃

El nitrógeno en el amoníaco forma una hibridación sp^3 , pero donde solo tres de los orbitales híbridos sp^3 son enlazantes (el cuarto es ocupado por un par de electrones no-enlazantes del átomo de nitrógeno). La geometría del amoníaco es de pirámide trigonal.

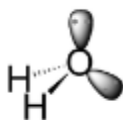
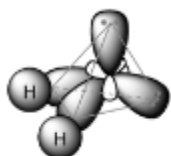
El boro cuando se combina con los halógenos y con el hidrógeno adquiere una hibridación sp^2 . La geometría del trifluoruro de boro es triangular plana.



H₂O y BeCl₂

El oxígeno en el agua forma una hibridación sp^3 , pero donde solo dos de los orbitales híbridos sp^3 son enlazantes (los otros dos están ocupados por dos pares de electrones no-enlazantes del átomo de oxígeno). La geometría del agua es angular.

El berilio cuando se combina con los halógenos y con el hidrógeno adquiere una hibridación sp . La geometría del dicloruro de berilio es triangular plana.

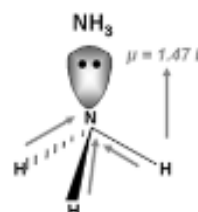
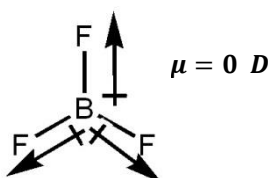


b) Indica razonadamente en cada pareja cuál es la molécula polar y cuál la no polar.

NH₃ y BF₃

La geometría simétrica del trifluoruro de boro hace que se anule la polaridad de los enlaces B - F, dando lugar a una molécula apolar.

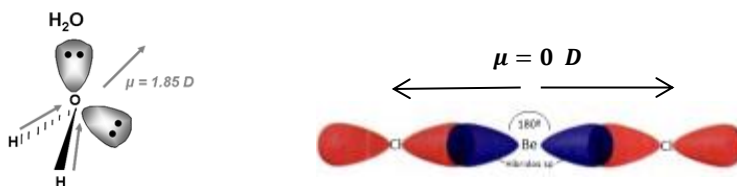
Sin embargo, la falta de simetría de la molécula de amoníaco, hace que la molécula sea polar, ya que lo son los enlaces N - H.



H₂O y BeCl₂

La geometría simétrica del dicloruro de berilio hace que se anule la polaridad de los enlaces Be - Cl, dando lugar a una molécula apolar.

Sin embargo, la falta de simetría de la molécula de agua, hace que la molécula sea polar, ya que lo son los enlaces O - H.



2.- (2 p) Para la reacción: $\text{CH}_3 - \text{CH}_2\text{OH} (\ell) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{CH}_3 - \text{COOH} (\ell) + \text{H}_2\text{O} (\ell)$

DATOS: $\Delta H_f^\circ (\text{CH}_3 - \text{CH}_2\text{OH} (\ell)) = -227,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ $\Delta H_f^\circ (\text{CH}_3\text{COOH} (\ell)) = -487 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
 $\Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{O} (\ell)) = -285,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

a) Calcula la variación de entalpía de la reacción a 25°C, en condiciones estándar.

$$\Delta H_R^0 = \sum n_p \cdot (\Delta H_f^0)_p - \sum n_r \cdot (\Delta H_f^0)_r$$
$$\Delta H_R^0 = (\Delta H_f^0)_{\text{CH}_3 - \text{COOH} (\ell)} + (\Delta H_f^0)_{\text{H}_2\text{O} (\ell)} - (\Delta H_f^0)_{\text{CH}_3 - \text{CH}_2\text{OH} (\ell)} - (\Delta H_f^0)_{\text{O}_2 (\text{g})}$$
$$\Delta H_R^0 = (-487) + (-285,8) - (-227,6) - (0) = -545,2 \text{ kJ}$$

La oxidación de un mol de etanol para producir un mol de ácido acético produce un desprendimiento de energía de 545,2 kJ.

NOTA: En la resolución se ha tenido en cuenta, que por definición, $(\Delta H_f^0)_{\text{O}_2 (\text{g})} = 0 \text{ kJ/mol}$.

b) Razona cuál es el signo de la variación de entropía a 25°C, en condiciones estándar.

El signo de ΔS se puede deducir por los cambios de estado que tienen lugar durante la reacción química, teniendo en cuenta que la entropía de las sustancias en estado gaseoso es muy superior a la de las sustancias en estado líquido, y ésta a su vez es mayor a la de las sustancias en estado sólido. Cualquier variación en el número de moles gaseosos supone una variación de entropía mayor a la de cualquier cambio de estado físico.

En este caso, $\Delta S < 0$, ya que durante la reacción disminuye el número de moles gaseosos.

c) Razona si será la reacción espontánea a cualquier temperatura.

Teniendo en cuenta que el criterio de espontaneidad de una reacción química es que:

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

Las reacciones exotérmicas ($\Delta H < 0$) en las que $\Delta S < 0$ son espontáneas por debajo de una determinada temperatura, tal que:

$$T < \frac{|\Delta H|}{|\Delta S|}$$

d) ¿Cómo determinarías la temperatura teórica a la que la energía de Gibbs es igual a cero?

La condición $\Delta G = 0$, se corresponde con la situación en la que el sistema alcanza el equilibrio químico. La temperatura a la que se alcanza debe cumplir la condición:

$$\Delta H - T \cdot \Delta S = 0 \Rightarrow T = \frac{\Delta H}{\Delta S}$$

Para poder calcular numéricamente el resultado deberíamos conocer cuantitativamente la variación de entropía de la reacción.

3.- (2 p) Para la reacción en fase gaseosa $\text{CO} + \text{NO}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{NO}$ la ecuación de velocidad es $v = k \cdot [\text{NO}_2]^2$. Justifica si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

a) La velocidad de desaparición del CO es igual que la velocidad de desaparición del NO_2 .

Cierto, ya que en la reacción reaccionan mol a mol, por lo que la velocidad de desaparición de ambos reactivos es la misma.

b) La constante de velocidad no depende de la temperatura porque la reacción se produce en fase gaseosa.

Falso, la constante de velocidad, k , es función de la temperatura (Ecuación de Arrhenius) y no del estado físico de un determinado reactivo o producto.

c) El orden total de la reacción es dos.

Cierto, ya que el orden total de reacción es la suma de los órdenes parciales, y en este caso la ecuación de velocidad solo tiene un orden parcial, el del dióxido de nitrógeno, y es 2.

d) Las unidades de la constante de velocidad serán $(\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1})$.

Falso, las unidades de k son:

$$k = \frac{v}{[\text{NO}_2]^2} = \frac{\frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot \text{s}}{\frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2}} = \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

4.- (2 p) Para las sales cloruro de plata AgCl y sulfuro de plata Ag_2S , cuyas constantes de producto de solubilidad, a 25°C , son $1,6 \cdot 10^{-10}$ y $2,1 \cdot 10^{-49}$, respectivamente:

DATOS: Masas atómicas: $\text{Cl} = 35,5$ $\text{Ag} = 108,0$ $\text{S} = 32,0$

a) Formula los equilibrios heterogéneos de disociación y escribe las expresiones para las constantes del producto de solubilidad de cada una de las sales indicadas, en función de sus solubilidades.

	AgCl (s)	$\rightleftharpoons$	$\text{Ag}^+ \text{ (ac)}$	+	$\text{Cl}^- \text{ (ac)}$
Conc. Inicial (mol/L)	a		--		--
Reacción (mol/L)	-s		s		s
Conc. Equilibrio (mol/L)	a - s		s		2s

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-] = s \cdot s = s^2$$

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

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{S}^{2-}] = (2s)^2 \cdot s = 4 \cdot s^3$$

b) Calcula la solubilidad de cada una de estas sales en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$

$$s(\text{AgCl}) = \sqrt{K_{ps}} = \sqrt{1,6 \cdot 10^{-10}} = 1,26 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \Rightarrow s = 1,26 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 143,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 1,8 \cdot 10^{-3} \text{ g/L}$$

$$s(\text{Ag}_2\text{S}) = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{2,1 \cdot 10^{-49}}{4}} = 1,26 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \Rightarrow s = 3,74 \cdot 10^{-17} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 248 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 9,3 \cdot 10^{-15} \text{ g/L}$$

- c) ¿Qué efecto produce la adición de cloruro de sodio sobre una disolución saturada de cloruro de plata?

Se produce una disminución de la solubilidad del cloruro de plata, ya que un aumento de la concentración del ion cloruro, procedente de la disociación del cloruro de sodio, desplaza el equilibrio de solubilidad del cloruro de plata hacia la izquierda (efecto del ion común).

- d) A una disolución de Cl^- le adicionamos otra de Ag^+ , tal que las concentraciones finales de ambas especies sean 10^{-4} M. Razona si precipitará AgCl (s).

Para que se produzca precipitación de sulfato de estroncio debe cumplirse que:

$$[\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-] > K_{ps}$$

$$[10^{-4}] \cdot [10^{-4}] = 10^{-8} > K_{ps} \Rightarrow \text{Si que se produce precipitado}$$

5.- (2 p) Para platear un objeto se ha estimado que es necesario depositar 40 g de plata.

DATOS: Masas atómicas: Ag = 108; Au = 197
F = 96500 C.mol⁻¹

- a) Si se realiza la electrólisis de una disolución acuosa de sal de Ag^+ con una corriente de 2 amperios ¿cuánto tiempo se tardará en realizar el plateado?

La reacción que tiene lugar en el cátodo de la celda electrolítica es:



La cantidad de carga que tiene que atravesar el cátodo para depositar los 40 g de plata es:

$$Q = 40 \text{ g de Ag} \cdot \frac{1 \text{ mol de Ag}}{108 \text{ g de Ag}} \cdot \frac{1 \text{ F}}{1 \text{ mol de Ag}} \cdot \frac{96500 \text{ C}}{1 \text{ F}} = 35740,7 \text{ C}$$

$$t = \frac{Q}{I} = \frac{35740,7}{2} = 17870,35 \text{ s} \cong 5 \text{ h}$$

- b) ¿Cuántos moles de electrones han sido necesarios para ello?

$$\text{moles de } e^- = 40 \text{ g de Ag} \cdot \frac{1 \text{ mol de Ag}}{108 \text{ g de Ag}} \cdot \frac{1 \text{ mol } e^-}{1 \text{ mol de Ag}} = 0,37 \text{ mol de } e^-$$

- c) Con la misma cantidad de electrones ¿cuántos gramos de Au se depositarán, si se realiza la electrólisis con una disolución acuosa de sal de Au^{3+} ?

La reacción que tendría lugar ahora en el cátodo de la celda electrolítica sería:



$$\text{masa de Au} = 0,37 \text{ mol de } e^- \cdot \frac{1 \text{ mol de Au}}{3 \text{ mol de } e^-} \cdot \frac{197 \text{ g}}{1 \text{ mol de Au}} = 24,3 \text{ g de Au}$$

- d) Para que se deposite la misma cantidad de moles de oro que los que se depositaron de plata, ¿razona si hay que aumentar o disminuir la cantidad de electrones que circulen por la disolución?

Por cada mol de electrones se deposita un mol de plata y un tercio de mol de oro, por lo que si queremos depositar el mismo número de moles de ambos metales, por la disolución de oro tiene que circular triple cantidad de electrones que por la disolución de plata.

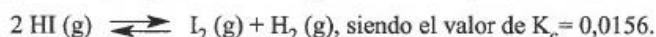
OPCIÓN DE EXAMEN Nº 2

1. [2 PUNTOS] Dadas las configuraciones electrónicas:

A: $1s^2 3s^1$; B: $1s^2 2s^3$; C: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$; D: $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^0 2p_z^0$, indica, razonadamente:

- a) La que no cumple el principio de exclusión de Pauli.
- b) La que no cumple el principio de máxima multiplicidad de Hund.
- c) La que, siendo permitida, contiene electrones desapareados.
- d) La que pudiera representar a un átomo en estado fundamental.

2. [2 PUNTOS] El yoduro de hidrógeno se descompone a $400\text{ }^\circ\text{C}$ de acuerdo con la ecuación:



Una muestra de 0,6 moles de HI se introduce en un matraz de 1 L y parte del HI se descompone hasta que el sistema alcanza el equilibrio.

- a) ¿Cuál es la concentración de cada especie en el equilibrio?
- b) Calcula K_p .
- c) Calcula la presión total en el equilibrio.
- d) Razona cómo afectaría al equilibrio un incremento de la presión.

DATO: $R = 0,082\text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

3. [2 PUNTOS] Se tienen dos disoluciones acuosas, una de ácido salicílico HA ($K_a = 10^{-3}$) y otra de ácido benzoico HD ($K_a = 2\cdot 10^{-5}$). Si la concentración de los dos ácidos es la misma, contesta razonadamente a las preguntas:

- a) ¿Cuál de los dos ácidos es más débil?
- b) ¿Cuál de los dos ácidos tiene un grado de disociación mayor?
- c) ¿Cuál de las dos disoluciones tiene un pH menor?
- d) ¿Cuál de las dos bases conjugadas es más débil?

4. [2 PUNTOS] Se dispone de una pila formada por un electrodo de cinc, introducida en una disolución 1 M de $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ y conectado con un electrodo de cobre, sumergido en una disolución 1 M de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$.

Ambas disoluciones están unidas por un puente salino.

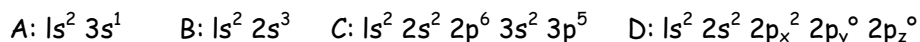
- a) Escribe y/o dibuja el esquema de la pila galvánica y explica la función del puente salino.
- b) Indica en qué electrodo tiene lugar la oxidación y en cuál la reducción.
- c) Escribe la reacción global que tiene lugar e indica en qué sentido circula la corriente.
- d) ¿En qué electrodo se deposita el cobre? y ¿cuál es el potencial estándar de la pila?

DATOS: $E^\circ (\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}) = 0,34\text{ V}$; $E^\circ (\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}) = -0,76\text{ V}$.

5. [2 PUNTOS] Escribe la fórmula desarrollada de los siguientes compuestos y nombra el compuesto, indica el grupo funcional que representan y escribe o nombra un isómero:

- a) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHO}$.
- b) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CONH}_2$.
- c) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOCH}_2\text{CH}_3$.
- d) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$.

1.- (2 p) Dadas las configuraciones electrónicas:



Indica, razonadamente:

a) La que no cumple el principio de exclusión de Pauli.

La configuración del elemento B, ya que el orbital 2s, como máximo, puede albergar dos electrones, y éstos, además, han de tener spin opuesto.

b) La que no cumple el principio de máxima multiplicidad de Hund.

La configuración del elemento D, ya que en el subnivel 2p los electrones no están situados de modo que el número de desapareados sea máximo.

c) La que, siendo permitida, contiene electrones desapareados.

Las configuraciones de los elementos A y C. La configuración de A corresponde a un estado excitado, pero es permitida, y presenta un electrón desapareado en el subnivel 3s. La configuración del elemento C, que corresponde al estado fundamental, presenta un electrón desapareado en el subnivel 3p.

d) La que pudiera representar a un átomo en estado fundamental.

La configuración del elemento C, ya que sus electrones ocupan los orbitales de menor energía sin que se incumplan los principios de Pauli y de Hund.

2.- (2 p) El yoduro de hidrógeno se descompone a 400 °C de acuerdo con la ecuación:



Siendo el valor de $K_c = 0,0156$.

Una muestra de 0,6 moles de HI se introduce en un matraz de 1 L y parte del HI se descompone hasta que el sistema alcanza el equilibrio.

DATO: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

a) ¿Cuál es la concentración de cada especie en el equilibrio?

	2 HI (g)	$\rightleftharpoons$	H ₂ (g)	+	I ₂ (g)
Conc. Inicial (mol/L)	0,6		--		--
Reacción (mol/L)	-2x		x		x
Conc. Equilibrio (mol/L)	0,6 - 2x		x		x

$$K_c = \frac{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]}{[\text{HI}]^2} \Rightarrow 0,0156 = \frac{[x] \cdot [x]}{[0,6 - 2x]^2} \Rightarrow \text{Resolviendo } \begin{cases} x_1 = -0,1 \text{ mol/L} \\ x_2 = 0,06 \text{ mol/L} \end{cases}$$

$$[\text{H}_2] = [\text{I}_2] = x = 0,06 \text{ mol/L}$$

$$[\text{HI}] = 0,6 - 2x = 0,48 \text{ mol/L}$$

b) Calcula K_p .

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} \Rightarrow K_p = 0,0156 \cdot (0,082 \cdot 673)^0 = 0,0156$$

c) Calcula la presión total en el equilibrio.

$$P_T = C_T \cdot R \cdot T = [(0,6 - 2x) + x + x] \cdot 0,082 \cdot 673 = 0,6 \cdot 0,082 \cdot 673 = 33,11 \text{ atm}$$

d) Razona cómo afectaría al equilibrio un incremento de la presión.

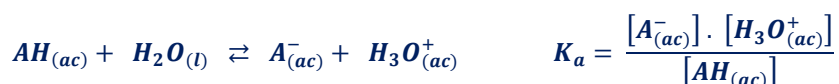
Un incremento de la presión no afectaría a las condiciones de equilibrio del proceso, ya que en el mismo no se produce una variación del número de moles gaseosos.

3.- (2 p) Se tienen dos disoluciones acuosas, una de ácido salicílico HA ($K_a = 10^{-3}$) y otra de ácido benzoico HB ($K_a = 2 \cdot 10^{-5}$). Si la concentración de los dos ácidos es la misma, contesta razonadamente a las preguntas:

a) ¿Cuál de los dos ácidos es más débil?

En la teoría de Brönsted - Lowry un ácido será fuerte cuando muestre una gran tendencia a ceder un protón, mientras que una base fuerte ofrecerá gran tendencia a aceptarlo. Esta tendencia a aceptar o ceder un protón tiene que estar relacionada con la presencia de disolvente en la disolución, por lo tanto es necesario introducir una sustancia de referencia como disolvente, con respecto a la cual se pueda definir la fuerza relativa del ácido o de la base. Como sustancia de referencia se suele elegir el agua, ya que es el disolvente más universal.

El conocimiento de las constantes, K_a y K_b , de los correspondientes equilibrios de transferencia de protones con el agua permite ordenar los ácidos y las bases según su fuerza relativa:



De modo que cuanto mayor es el valor de la constante K_a más fuerte es el ácido.

Por lo tanto **el ácido benzoico es un ácido más débil** al tener una menor constante de acidez.

b) ¿Cuál de los dos ácidos tiene un grado de disociación mayor?

Un mayor valor de K_a indica una mayor tendencia a ceder protones y por lo tanto tiene un mayor grado de disociación. En este caso **el ácido salicílico tiene un mayor grado de disociación.**

c) ¿Cuál de las dos disoluciones tiene un pH menor?

El pH de una disolución se define como:

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

De modo que cuanto mayor es $[H_3O^+]_{ac}$, menor es el pH. **El ácido salicílico**, al tener una mayor K_a , genera una mayor concentración de protones en disolución, por lo que su disolución **tiene menor pH** (es más ácida).

d) ¿Cuál de las dos bases conjugadas es más débil?

Una consecuencia importante de la teoría ácido-base de Brönsted-Lowry es la reversibilidad del proceso de transferencia de protones, de modo que cuando un ácido AH cede un protón, el anión A^- se comportará como una base, llamada base conjugada del ácido AH. Al conjunto de un ácido y una base que sólo difieren en el ion H^+ , se le llama par ácido-base conjugado. Cuanto más fuerte es un ácido, más débil es su base conjugada (y viceversa), por lo tanto **la base más débil es el salicilato**, ya que el ácido salicílico es más fuerte que el benzoico.

4.- (2 p) Se dispone de una pila formada por un electrodo de cinc, introducida en una disolución 1 M de $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ y conectado con un electrodo de cobre, sumergido en una disolución 1 M de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$. Ambas disoluciones están unidas por un puente salino.

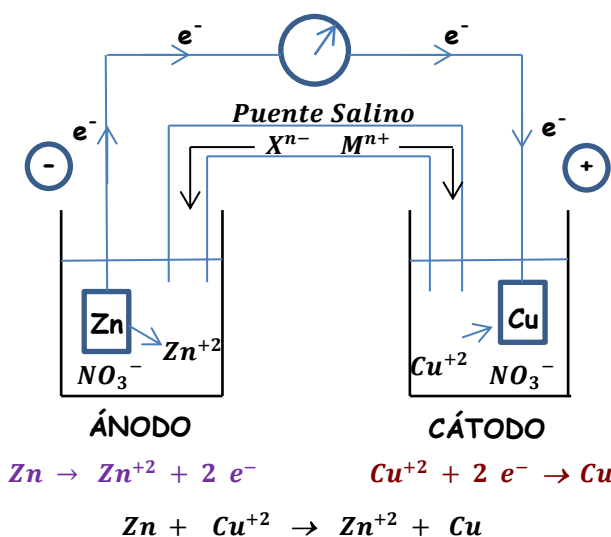
DATOS: $E^\circ (\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$ $E^\circ (\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$.

- Escribe y/o dibuja el esquema de la pila galvánica y explica la función del puente salino.
- Indica en qué electrodo tiene lugar la oxidación y en cuál la reducción.
- Escribe la reacción global que tiene lugar e indica en qué sentido circula la corriente.
- ¿En qué electrodo se deposita el cobre? y ¿cuál es el potencial estándar de la pila?

Voy a responder todos los apartados conjuntamente.

En esta pila el electrodo de cobre actuará de cátodo (mayor potencial de reducción), donde tendrá lugar la reducción, depositándose cobre metálico, y el electrodo de cinc actuará de ánodo (menor potencial de reducción), donde tendrá lugar la oxidación. La función del puente salino es la mantener la neutralidad eléctrica en las semiceldas, evitando la polarización de la pila, así como cerrar el circuito eléctrico.

A continuación tenemos un esquema de esta pila.



$$E_{\text{pila}}^0 = E_{\text{cátodo}}^0 - E_{\text{ánodo}}^0$$

$$E_{\text{pila}}^0 = (0,34) - (-0,76) = 1,1 \text{ V}$$

5.- (2 p) Escribe la fórmula desarrollada de los siguientes compuestos y nombra el compuesto, indica el grupo funcional que representan y escribe o nombra un isómero:

- $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CHO}$

Se trata de un aldehído, el propanal. Presenta el grupo funcional carbonilo en el extremo de la cadena. Un isómero de este compuesto es la propanona (isómero de función): $\text{CH}_3 - \text{CO} - \text{CH}_3$

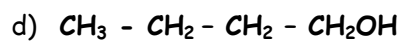
- $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CONH}_2$

Se trata de una amida primaria, la propanomida o propanamida. Presenta el grupo funcional amida - CONH_2 . Un isómero de este compuesto sería una amida secundaria (isómero de cadena): $\text{CH}_3 - \text{CONH} - \text{CH}_3$ (metiletanamida).

No se me ocurre ningún otro ejemplo con un solo grupo funcional. Es un caso complicado.

- $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{COOCH}_2\text{CH}_3$

Se trata de un éster, el propanoato de etilo. Presenta el grupo funcional éster $\text{R} - \text{COOR}'$. Isómeros de este compuesto son, por ejemplo el butanoato de metilo (isómero de cadena): $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{COOCH}_3$ o el ácido pentanoico (isómero de función): $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{COOH}$.



Se trata de un alcohol, el 1-butanol. Presenta el grupo hidroxilo. Un isómero de este compuesto sería el 2-butanol (isómero de cadena): $\text{CH}_3 - \text{CHOH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$. Habría otros isómeros (de cadena, de función (éster)).