

INSTRUCCIONES GENERALES Y CALIFICACIÓN

Después de leer atentamente todas las preguntas, responda a cinco preguntas cualesquiera a elegir entre las diez que se proponen.

TIEMPO Y CALIFICACIÓN: 90 minutos. Todas las preguntas se calificarán sobre **2 puntos**.

A1. Considere los elementos A (Z = 11), B (Z = 13) y C (Z = 16):

- (0,5 puntos) Escriba su configuración electrónica.
- (0,5 puntos) Identifíquelos con el nombre, símbolo, grupo y periodo.
- (0,5 puntos) Razone cuál es el ion más estable de cada elemento, indicando símbolo y carga.
- (0,5 puntos) Razone qué elemento tiene el menor radio atómico.

- A (Z = 11): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; B (Z = 13): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$; C (Z = 16): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.
- A (Z = 11): sodio, Na, grupo 1, tercer periodo
B (Z = 13): aluminio, Al, grupo 13, tercer periodo
C (Z = 16): azufre, S, grupo 16, tercer periodo.
- En el caso del Na es el Na^+ ; para el Al es el Al^{3+} y para el S es el S^{2-}
- Es el elemento C (S) ya que los tres están en el mismo periodo y el radio atómico disminuye al avanzar en el periodo porque en ese sentido aumenta la carga efectiva del núcleo, atrayendo con más fuerza a los electrones que se encuentran en el mismo nivel energético.

A2. Complete las siguientes reacciones, nombre todos los compuestos orgánicos e indique el tipo de reacción:

- (0,5 puntos) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHOH-CH}_2\text{-CH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 / \text{calor} \rightarrow$
- (0,5 puntos) $\text{CH}_3\text{-COOH} + \text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_3 + \text{H}^+ \rightarrow$
- (0,5 puntos) $\text{CH}_3\text{-CHBr-CH}_3 + \text{NaOH} / \text{EtOH} \rightarrow$
- (0,5 puntos) $\text{CH}_3\text{-CH=CH}_2 + \text{H}_2\text{O} / \text{H}^+ \rightarrow$

- $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHOH-CH}_2\text{-CH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 / \text{calor} \rightarrow \text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_2\text{-CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
Pentan-3-ol pent-2-eno
Es una reacción de eliminación o deshidratación
- $\text{CH}_3\text{-COOH} + \text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_3 + \text{H}^+ \rightarrow \text{CH}_3\text{-COO-CH(CH}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
Ác. Etanoico propan-2-ol etanoato de isopropilo
Es una reacción de esterificación o condensación
- $\text{CH}_3\text{-CHBr-CH}_3 + \text{NaOH} / \text{EtOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{-CH=CH}_2 + \text{NaBr}$
2-bromopropano propeno
Es una reacción de eliminación
- $\text{CH}_3\text{-CH=CH}_2 + \text{H}_2\text{O} / \text{H}^+ \rightarrow \text{CH}_2\text{OH-CH}_2\text{-CH}_3 + \text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_3$
Propeno propan-1-ol propan-2-ol
Es una reacción de adición

A3. El clorato de potasio (sólido) se descompone para dar cloruro de potasio (sólido) y oxígeno molecular (gas). Para esta reacción de descomposición a 25 °C, calcule:

- (0,5 puntos) La variación de entalpía estándar.
- (0,5 puntos) La variación de entropía estándar.

- c) (0,5 puntos) La variación de energía de Gibbs estándar, y razone si la reacción es espontánea.
 d) (0,5 puntos) Determine si a 100 °C la reacción es espontánea o no. Considere ΔH° e ΔS° constantes con la temperatura.

Propiedades termodinámicas a 25°C

Especies	ΔH_f° (kJ·mol ⁻¹)	ΔG_f° (kJ·mol ⁻¹)	S° (J·mol ⁻¹ ·K ⁻¹)
KClO ₃ (s)	-391'2	-289'9	143'0
KCl (s)	-435'9	-408'3	82'7
O ₂ (g)	0	0	205'0

La reacción es: $\text{KClO}_3 (\text{s}) \rightarrow \text{KCl} (\text{s}) + 3/2 \text{O}_2 (\text{g})$

- a) Teniendo en cuenta que en el caso de las especies diatómicas formadas por el mismo elemento, la entalpía de formación estándar es cero y que

$$\Delta H_r^\circ = \sum \Delta H_f^\circ (\text{productos}) - \sum \Delta H_f^\circ (\text{reactivos})$$

$$\Delta H^\circ = -435'9 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} - (-391'2 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}) = -44'70 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

- b) Sabiendo que $\Delta S^\circ = \sum S$ productos - $\sum S$ reactivos:

$$\Delta S^\circ = (3/2 \cdot 205'0 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} + 82'7 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}) - 143'0 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} = 247'2 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$$

- c) Podemos calcular la variación de energía de Gibbs utilizando la expresión:

$$\Delta G_r = \sum G_{\text{productos}} - \sum G_{\text{reactivos}}$$

$$\text{Y tendremos: } \Delta G^\circ = -408'3 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} - (-289'9 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}) = -118'4 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

De esta manera utilizamos los datos de la tabla. Pero también, como sabemos que esta reacción de descomposición sucede a 25 °C, podemos utilizar la expresión: $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ$ y tendremos:
 $\Delta G = -44'70 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} - (298 \text{ K} \cdot 0'2472 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}) = -118'36 \approx -118'4 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Como vemos, nos da el mismo resultado pero hay que tener en cuenta que tenemos que pasar las unidades de la entropía de julio/mol·K a kJ/mol·K.

Como $\Delta G^\circ < 0$ la reacción es espontánea

- d) A 100 °C: $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ \rightarrow -44'70 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} - (373 \text{ K} \cdot 0'2472 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}) = -136'90 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ y por lo tanto, al ser $\Delta G^\circ < 0$, la reacción es espontánea.

A4. Para el equilibrio: $\text{A}_2 (\text{g}) + \text{B}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{AB}(\text{g})$, $K_p = 5$ a 25 °C y $K_p = 36$ a 300 °C. A la temperatura de 300 °C, en un recipiente de 5,0 L, calentamos 2,0 mol de A₂ y 2,0 mol de B₂.

- a) (0,5 puntos) Razone si la formación de AB es exotérmica o endotérmica.

- b) (1 punto) Calcule las concentraciones de todas las sustancias implicadas en el equilibrio a 300°C.

- c) (0,5 puntos) Con los datos disponibles, calcule K_p a 300 °C para el equilibrio:



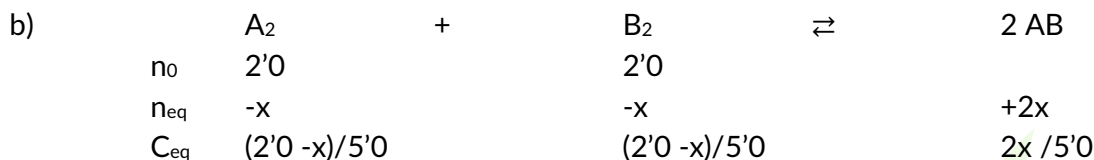
- a) Para determinar si la reacción es exotérmica o endotérmica nos fijamos en los valores de K_p a 25 °C y a 300 °C.

En el primer caso vemos que $K_p = 5$ y el segundo $K_p = 36$, luego al aumentar la temperatura también aumenta la K_p .

Por otro lado, $K_p = \frac{P_{AB}^2}{P_{A_2} \cdot P_{B_2}}$ y como vemos por la reacción que no se produce variación de moles entre los productos y los reactivos ($\Delta n = 0$), podemos asegurar que $K_p = K_c$ y por tanto

$K_c = \frac{[AB]^2}{[A_2] \cdot [B_2]}$, lo quiere decir que al aumentar la temperatura aumenta también P_{AB} o $[AB]$ (según estemos comparando K_p o K_c) lo que significa que se obtienen más productos.

Según Le Chatelier, cuando en un equilibrio aumenta la temperatura, la reacción se desplaza en el sentido que absorba calor, en este caso hacia la formación de productos, con lo que podemos indicar que la reacción es endotérmica.



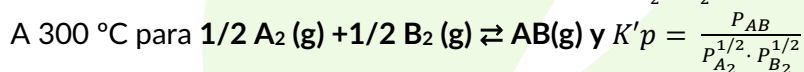
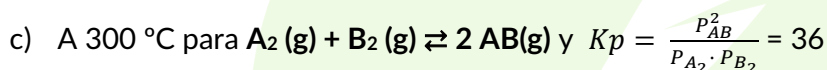
Como hemos visto en el apartado anterior, $K_p = K_c$ y utilizando la ecuación de K_c podremos calcular las concentraciones en equilibrio de los compuestos de la reacción.

$$K_c = \frac{[AB]^2}{[A_2] \cdot [B_2]} \rightarrow 36 = \frac{\left[\frac{2x}{5'0}\right]^2}{\frac{(2'0 - x)}{5'0} \cdot \frac{(2'0 - x)}{5'0}} \rightarrow (36)^{\frac{1}{2}} = \frac{2x}{2'0 - x} \rightarrow 6(2'0 - x) = 2x$$

→ $x = 1'5$

Con el valor de los moles que se han desplazado de los reactivos a los productos podemos calcular las concentraciones de todos los productos de la reacción:

$$[A_2] = [B_2] = \frac{(2'0 - 1'5) \text{ mol}}{5'0L} = 0'10 M; [AB] = \frac{2 \cdot 1'5 \text{ mol}}{5'0L} = 0'6 M$$



Comparando ambas constantes, comprobamos que $K'p = \sqrt{K_p} \rightarrow K'p = 6$

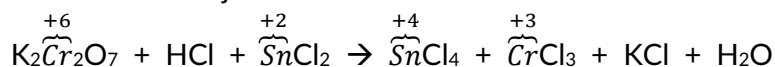
A.5 El dicromato de potasio en presencia de ácido clorhídrico reacciona con el cloruro de estaño(II), obteniéndose cloruro de estaño(IV) y cloruro de cromo(III).

a) (1 punto) Formule y ajuste las semirreacciones de oxidación y reducción utilizando el método del ion electrón, indicando cuál es el cátodo y el ánodo y las especies oxidante y reductora. Escriba la reacción completa iónica y molecular.

b) (1 punto) Determine la riqueza en % masa de la disolución de HCl comercial de densidad 1,18 g·mL⁻¹ que se ha utilizado para preparar el ácido clorhídrico empleado en la reacción sabiendo que 25,0 mL de la disolución de ácido clorhídrico reaccionan con 12,0 g de cloruro de estaño(II).

Datos. Masas atómicas (u): H = 1,0; Cl = 35,5; Sn = 118,7

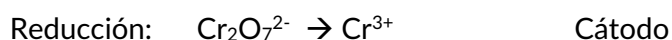
a) La reacción sin ajustar es:



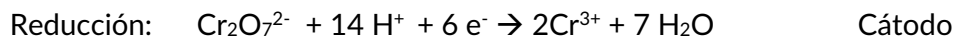
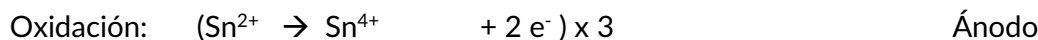
Observamos que el Cr se reduce luego la especie oxidante es el $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ y como el Sn se oxida, es la especie reductora es el SnCl_2

Ponemos la reacción en forma iónica y sacamos las semirreacciones de oxidación y reducción, sabiendo que en el **cátodo se produce la reducción y en el ánodo la oxidación**.

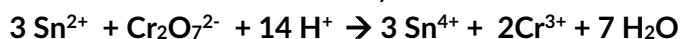
Oxidación:



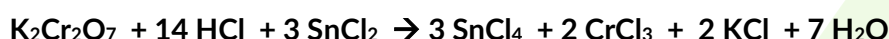
Ajustamos los oxígenos, hidrógenos y electrones en ambas reacciones



Sumamos ambas reacciones y obtenemos la **reacción iónica neta**:



Y la **reacción molecular** es:



- b) Lo primero que hacemos es calcular los moles de SnCl_2 que hay en 12 gr.

$$n = \frac{\text{masa (g)}}{Mm} \rightarrow n = \frac{12 \text{ gr}}{189,7 \text{ gr/mol}} = 0,0633 \text{ mol}$$

Teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción, comprobamos que 14 moles de HCl reaccionan con 3 moles de SnCl_2 ; o lo que es lo mismo (14:3). A partir de ahí, calculamos los moles de HCl:

$$\frac{14 \text{ mol HCl}}{3 \text{ mol SnCl}_2} = \frac{x}{0,0633 \text{ mol SnCl}_2} \quad \text{Por tanto } n(\text{HCl}) = \frac{14 \cdot 0,0633}{3} = 0,295 \text{ mol}$$

Una vez calculados los moles, podemos calcular la masa del HCl puro:

$$n = \frac{\text{masa (g)}}{Mm} \rightarrow \text{masa} = n \cdot Mm \rightarrow \text{masa (HCl)} = 0,295 \text{ mol} \cdot 36,5 \frac{\text{gr}}{\text{mol}} = 10,8 \text{ gr}$$

Ahora calculamos la masa de HCl comercial teniendo en cuenta la densidad y el volumen de la reacción.

$$d = \frac{\text{masa}}{V} \rightarrow \text{masa HCl}_c = 1,18 \frac{\text{gr}}{\text{ml}} \cdot 25,0 \text{ ml} = 29,5 \text{ gr}$$

Ya sabemos la masa del HCl puro y la del HCl comercial, solo tenemos que utilizar la fórmula de la riqueza en masa y sabremos el porcentaje del HCl que se ha utilizado.

$$\% \text{ Riqueza} = \frac{\text{masa HCl}_{\text{puro}}}{\text{masa HCl}_{\text{comercial}}} \cdot 100 = \frac{10,8 \text{ gr}}{29,5 \text{ gr}} \cdot 100 = 36,6 \%$$

B1. Para las siguientes moléculas: CCl_4 , NF_3 y H_2O .

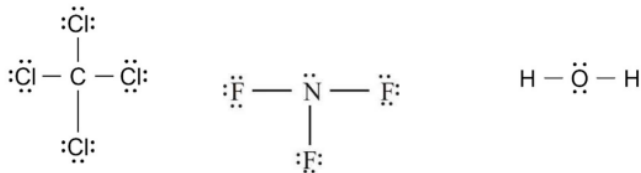
a) (0,5 puntos) Dibuje sus estructuras de Lewis.

b) (0,5 puntos) Escriba el tipo de geometría molecular que presentan según la TRPECV.

c) (0,5 puntos) Indique la hibridación del átomo central.

d) (0,5 puntos) Justifique su polaridad.

a)



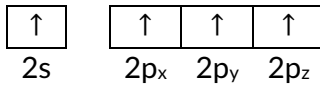
b) La estructura del CCl_4 es **tetraédrica**, en este caso hay 4 pares enlazantes y ninguno no enlazantes, luego la estructura es del tipo AB_4 .

NF_3 es **piramidal trigonal**; hay 3 pares enlazantes y uno antienlazante, que hace que se produzca una repulsión de los enlazantes adyacentes. Es una estructura del tipo AB_3E

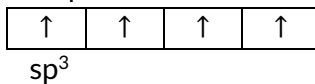
El H_2O es **angular** porque tiene dos pares enlazantes y dos antienlazantes que producen repulsión por los pares adyacentes al átomo central (O). Es una estructura AB_2E_2

c) En el caso del C en el CCl_4 , la **hibridación es sp^3** .

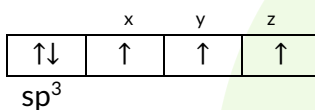
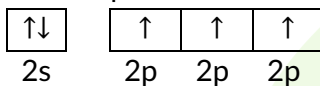
El estado fundamental de la última capa del es C:



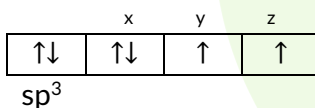
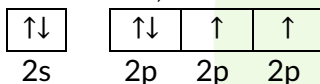
Se produce hibridación entre el orbital $2s$ y los 3 orbitales $2p$ dando lugar a 4 orbitales sp^3



El NF_3 presenta también **hibridación sp^3** entre los orbitales $2s$ y $2p$ del N

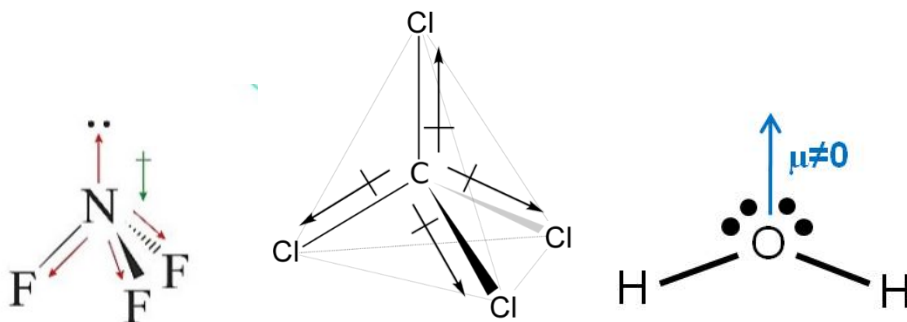


Por último, el O también presenta **hibridación sp^3** entre los orbitales s y los p



d) Sumando los momentos dipolares de los enlaces en cada una de los compuestos observamos que el CCl_4 es **apolar**, ya que, aunque sus enlaces son polares, la geometría de la molécula hace que sea apolar.

Por las geometrías de las moléculas de NF_3 y H_2O , la suma de los momentos dipolares es distinto de cero y por tanto son moléculas **polares**.



$\mu \neq 0$

$\mu = 0$

B2. Para los compuestos: dietil éter, but-2-eno, butan-2-ol y butanal, conteste las siguientes cuestiones utilizando siempre las fórmulas semidesarrolladas de todos los compuestos orgánicos implicados.

a) (0,5 puntos) ¿Cuáles son isómeros de función? Indique el/los tipo/s de compuesto/s implicado/s y su fórmula molecular.

b) (0,5 puntos) ¿Cuál presenta isomería geométrica? Justifique la respuesta escribiendo la fórmula desarrollada y asignando el nombre preciso para cada isómero.

c) (0,5 puntos) ¿Cuál puede dar un alqueno al tratarlo con ácido sulfúrico? Escriba la reacción y nombre los posibles productos indicando el mayoritario.

d) (0,5 puntos) ¿Cuál puede dar un ácido por oxidación? Escriba la fórmula y el nombre del ácido.

a) Ponemos las fórmulas semidesarrolladas y moleculares de cada uno de los compuestos:

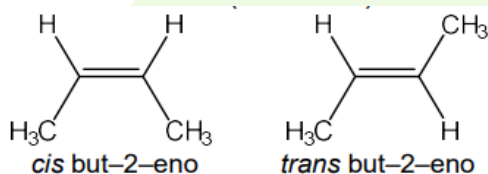
Dietil éter: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$ $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$

Butan-2-ol: $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_2\text{-CH}_3$ $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$

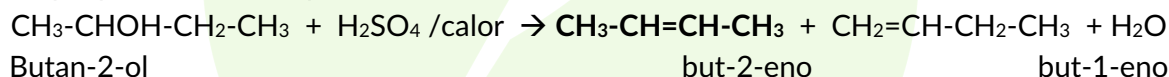
Butanal: $\text{CHO-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$ $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$

Luego los dos isómeros de función son el **dietil éter** que es un éter y el **butan-2-ol** que es un alcohol.

b) El **But-2-eno**, $\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_3$, presenta isomería cis y trans

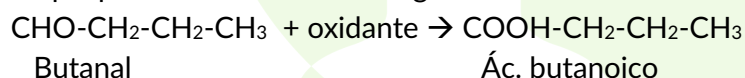


c) El que puede dar un alqueno es el alcohol:



El compuesto mayoritario, según la regla de Saytzeff es el **but-2-eno**

d) El que puede oxidarse dando lugar a un ácido es el aldehído:



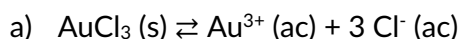
B3. El cloruro de oro(III) es una sal muy poco soluble en agua. Responda a las siguientes cuestiones:

a) (0,5 puntos) Escriba el equilibrio de solubilidad del cloruro de oro(III) en agua, detallando el estado de las especies, y la expresión de K_s en función de su solubilidad.

b) (0,75 puntos) Sabiendo que la sal presenta una solubilidad de 0,010 mg en 100 mL de agua a 20 °C, calcule la constante del producto de solubilidad a esa temperatura.

c) (0,75 puntos) Calcule la nueva solubilidad si se añade sulfuro de oro(III) a la disolución del enunciado, hasta alcanzar una concentración total de Au(III) de 0,1 M. Razone y explique el efecto que tiene lugar.

Datos. Masas atómicas (u): Cl = 35,5; Au = 197,0.



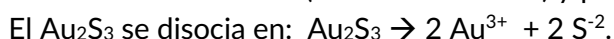
$$K_s = [\text{Au}^{3+}] \cdot [\text{Cl}^-]^3 = s \cdot (3s)^3 = 27 s^4$$

b) Como $s = 0'010 \text{ mg}/100 \text{ mL}$ hacemos la conversión a mol/L

$$s = 0'010 \text{ mg} \cdot \frac{1 \text{ g}}{1000 \text{ mg}} \cdot \frac{1 \text{ mol AuCl}_3}{303'5 \text{ g}} \cdot \frac{1}{100 \text{ mL}} \cdot \frac{1}{\frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}}} = 3'3 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

$$\text{Calculamos ahora la } K_s: K_s = 27 s^4 = 27 \cdot (3'3 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L})^4 = 3'2 \cdot 10^{-25} \text{ mol}^4 \cdot \text{L}^{-4}$$

c) Como la temperatura no cambia, la constante de solubilidad es la misma. Al añadir sulfuro de oro (III), se añade un ion común (el Au^{3+}) y según Le Chatelier, el equilibrio se desplazaría hacia la formación del reactivo (en este caso la sal) y por lo tanto la solubilidad disminuye.



Sumamos el Au^{3+} del sulfuro de oro (III) y el del cloruro de oro (III) llegando, según el enunciado, a un total de $0'1 \text{ M}$

$$K_s = s \cdot 27 s^3 = 0'1 \text{ mol/L} \cdot 27 \cdot (s'^3) \rightarrow 3'2 \cdot 10^{-25} \text{ mol}^4 \cdot \text{L}^{-4} = 0'1 \text{ mol/L} \cdot 27 s'^3$$

$$s' = \sqrt[3]{\frac{3'2 \cdot 10^{-25} \text{ mol}^4 \cdot \text{L}^{-4}}{2'7 \text{ mol} \cdot \text{L}}} = 4'9 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L}$$

B4. A partir de los valores de potenciales normales de reducción, responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

a) (0,75 puntos) Determine el potencial de una pila galvánica formada por un electrodo de platino sumergido en una disolución de permanganato de potasio en medio ácido sulfúrico y un electrodo de plomo sumergido en una disolución de nitrato de plomo(II). Ajuste las semirreacciones de oxidación y reducción, indicando el ánodo y el cátodo.

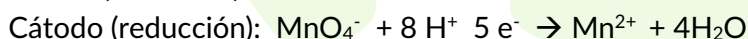
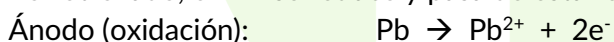
b) (0,5 puntos) Ordene las especies MnO_4^- , Pb^{2+} , Cu^+ y Fe^{2+} de menor a mayor poder oxidante.

c) (0,75 puntos) Explique el proceso que tiene lugar si una pieza de hierro metálico se introduce en una disolución de cobre(I). Razone su espontaneidad.

Datos. $E^0(\text{V})$: $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe} = -0,44$; $\text{Pb}^{2+}/\text{Pb} = -0,13$; $\text{Cu}^+/\text{Cu} = 0,52$; $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+} = 1,52$.

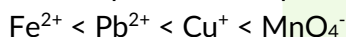
a) El Pb pasa a nitrato de plomo (II) luego el plomo se oxida y por tanto está en el ánodo.

Por otro lado, el Mn se reduce y pasa de estar como MnO_4^- a Mn^{2+} y esto ocurre en el cátodo



$$E^0_{\text{reacción}} = E^0_{\text{cátodo}} - E^0_{\text{ánodo}} = 1'52 - (-0'13) = 1'65 \text{ V}$$

b) La especie con un mayor poder oxidante es aquella que tiene una mayor tendencia a reducirse, es decir, aquella con un potencial de reducción más alto. Por tanto el orden de menor a mayor es:



c) Como el Cu tiene mayor potencial de reducción que el Fe, podemos decir que el Cu se reduce y el Fe se oxida, luego:

$$E^0_{\text{reacción}} = E^0_{\text{cátodo}} - E^0_{\text{ánodo}} = E^0(\text{Cu}^+/\text{Cu}) - E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = 0'52 - (-0'44) = 0'96 \text{ V}$$

Como el $E^0_{\text{reacción}} > 0$ la reacción es espontánea. (También podemos decir que como el potencial es mayor de cero, la energía de Gibbs es negativa y por tanto es una reacción espontánea).

B5. Se preparan disoluciones acuosas de igual concentración de los siguientes compuestos a 25°C: ácido metanoico, cloruro de potasio, cianuro de sodio y nitrato de amonio.

- a) (0,75 punto) Sin hacer cálculo, justifique el carácter ácido, básico o neutro de cada una. Escriba las reacciones de ionización para cada uno de ellos, y las de hidrólisis del ion que lo requiera.
- b) (0,5 punto) Haciendo uso de los datos de las constantes de acidez y basicidad, justifique cuál es la disolución más ácida y la más básica, y escriba la reacción que se produce al mezclar ambas.
- c) (0,75 puntos) Calcule el pH de una disolución 0,125 M de ácido metanoico.

Datos. K_a (ácido cianhídrico) = 10^{-11} ; K_b (amoníaco) = 10^{-5} ; K_a (ácido metanoico) = 10^{-4} .

- a) **Ácido metanoico:** $\text{HCOOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCOO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$. Es una disolución que produce H_3O^+ y por lo tanto es una **disolución ácida**.

El $\text{HCOO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCOOH} + \text{OH}^-$

Cloruro de potasio: $\text{KCl} \rightarrow \text{K}^+ + \text{Cl}^-$ no se hidrolizan, por lo tanto la **disolución es neutra**

Cianuro de sodio: $\text{NaCN} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{CN}^-$. El ion Na^+ no se hidroliza porque procede de una base fuerte y por tanto es un ácido conjugado muy débil. El CN^- sí se hidroliza ya que es un ácido conjugado más fuerte que el ácido del que procede (ácido cianhídrico). Y la reacción es:

$\text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCN} + \text{OH}^-$ Como se produce OH^- la **disolución es básica**.

Nitrato de amonio: $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{NO}_3^-$

El NO_3^- no se hidroliza por ser una base conjugada muy débil pero el NH_4^+ sí:

$\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$, por tanto es una **disolución ácida**.

- b) De las cuatro disoluciones las ácidas son las del ácido metanoico y la del nitrato de amonio, para saber cuál es ácida comparamos sus K_a

K_a (HCCOH) = 10^{-4}

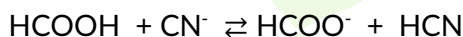
$$K_a(\text{NH}_4^+) = \frac{K_w}{K_b(\text{amoníaco})} = \frac{10^{-14}}{10^{-5}} = 10^{-9}$$

Así, la K_a del ácido metanoico es la mayor y por lo tanto la disolución más ácida.

En cuanto a la disolución más básica, como solo hay una, la del cianuro de sodio y calculas la K_b del ion cianuro a partir de su constante de hidrólisis:

$$K_b(\text{CN}^-) = \frac{K_w}{K_a(\text{ác. cianhídrico})} = \frac{10^{-14}}{10^{-11}} = 10^{-3}$$

La reacción es:



- c) Calculamos el pH a partir de la reacción de ionización del ác. Metanoico

	$\text{HCOOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCOO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$			
C_0	0'125	-	0	0
C_{eq}	$0'125 - x$		x	x

Sabemos K_a , a partir de ahí podemos calcular la concentración de protones y luego el pH

$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]} \rightarrow 10^{-4} = \frac{x^2}{(0'125 - x)}$$

Resolvemos la ecuación $x^2 + 10^{-4}x - 1'25 \cdot 10^{-5} = 0$

Nos da una solución correcta $x = 3'5 \cdot 10^{-3}$

Y como $x = [\text{H}_3\text{O}^+]$, calculamos el $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$

$$\text{pH} = -\lg 3'5 \cdot 10^{-3} = 2'45$$

