



UNIVERSIDAD DE CANTABRIA

PRUEBAS DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD

LOE – JUNIO 2014

QUÍMICA

INDICACIONES

Debe elegir una opción completa de problemas.

OPCIÓN DE EXAMEN Nº 1

1. [2 PUNTOS] Dado el elemento X de número atómico 19:
- Escribe su configuración electrónica.
 - Indica a qué grupo y período pertenece.
 - ¿Cuáles son los valores posibles que pueden tomar los números cuánticos de su electrón más externo?
 - Escribe la configuración electrónica de otro elemento Y, de su mismo período, con el que forme un compuesto XY mediante enlace iónico.
2. [2 PUNTOS] Considera la reacción química siguiente: $2 \text{Cl (g)} \longrightarrow \text{Cl}_2 \text{(g)}$. Contesta razonadamente:
- ¿Qué signo tiene la variación de entalpía de dicha reacción?
 - ¿Qué signo tiene la variación de entropía de esta reacción?
 - ¿La reacción será espontánea a temperaturas altas o bajas?
 - ¿Cuánto vale ΔH de la reacción, si la energía de enlace Cl – Cl es $243 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$?
3. [2 PUNTOS] Se introducen 2 moles de COBr_2 en un recipiente de 2 L y se calienta hasta 73°C . El valor de la constante de equilibrio K_c , a esa temperatura, para el equilibrio $\text{COBr}_2 \text{(g)} \rightleftharpoons \text{CO (g)} + \text{Br}_2 \text{(g)}$ es 0,09.
- Calcula el número de moles de las tres sustancias en el equilibrio.
 - Calcula en dichas condiciones la presión total del sistema.
 - Calcula en dichas condiciones el valor de la constante K_p .
 - Si se introduce un mol más de COBr_2 , y se espera a que se alcance de nuevo el equilibrio, cuál será el valor de K_c y razona si aumentará o disminuirá la nueva presión total.
- DATO: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.
4. [2 PUNTOS] Dada la reacción:
- $$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
- Ajústala mediante el método del ión-electrón.
 - Indica la especie química que se reduce y la que se oxida.
 - Si quisiera construir una pila con esta reacción, indica la semirreacción que tiene lugar en el ánodo y la que ocurre en el cátodo.
 - Calcula el potencial normal de la pila formada por estos dos electrodos.
- DATOS: $E^\circ(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / \text{Cr}^{3+}) = 1,33 \text{ V}$; $E^\circ(\text{I}_2 / \text{I}^-) = 0,54 \text{ V}$.
5. [2 PUNTOS] Nombra y formula, según corresponda, las siguientes parejas de moléculas orgánicas, indica si son isómeros y el nombre de su grupo funcional.
- $\text{CH}_3\text{--CO--CH}_2\text{--CH}_3$ y butanal.
 - $\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--CH}_2\text{--CH}_2\text{OH}$ y 2-metil-2-propanol.
 - $\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--COOH}$ y ácido 3-pentenoico.
 - $\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--CH}_2\text{--NH--CH}_3$ y fenilamina.

1.- (2 p) Dado el elemento X de número atómico 19:

a) Escribe su configuración electrónica.



b) Indica a qué grupo y período pertenece.

El período se asigna por el nivel de energía más alto ocupado (mayor n) y el grupo por la configuración electrónica del nivel de energía más alto ocupado (nivel de valencia).



c) ¿Cuáles son los valores posibles que pueden tomar los números cuánticos de su electrón más externo?

El electrón más externo es el electrón de la configuración que ocupa un mayor nivel de energía (mayor n), en este caso el electrón que ocupa el subnivel 4s. Por lo tanto, su número cuántico $n = 4$ y $l = 0$. Para el valor del número cuántico m le damos uno de los valores posibles compatible con el valor de l , en este caso solo sería válido el valor 0. Para el valor de s asignamos uno de los posibles: $+1/2$ o $-1/2$. Por lo que habría dos combinaciones posibles: $(4, 0, 0, \frac{1}{2})$ y $(4, 0, 0, -\frac{1}{2})$.

d) Escribe la configuración electrónica de otro elemento Y, de su mismo período, con el que forme un compuesto XY mediante enlace iónico.

Por la configuración electrónica del elemento X sabemos que es un metal alcalino, que tiene tendencia a perder el electrón del subnivel 4s, para formar iones X^+ . Por lo tanto el elemento Y tendrá que ser un no-metal, con tendencia a ganar un electrón, formando iones Y^- . Para ello debe tratarse de un elemento del grupo 17 (halógenos). El halógeno del cuarto período tendrá la siguiente configuración electrónica:



2.- (2 p) Considera la reacción química siguiente: $2 \text{Cl} (g) \rightarrow \text{Cl}_2 (g)$. Contesta razonadamente:

a) ¿Qué signo tiene la variación de entalpía de dicha reacción?

La reacción se corresponde con la formación de un enlace entre dos átomos de cloro. La formación de un enlace químico supone, siempre, una disminución de la energía del sistema, por lo que el proceso será exotérmico.

b) ¿Qué signo tiene la variación de entropía de esta reacción?

Al producirse una disminución del número de moles gaseosos, el orden del sistema aumenta, por lo que $\Delta S < 0$.

c) ¿La reacción será espontánea a temperaturas altas o bajas?

Teniendo en cuenta que una reacción química es espontánea cuando disminuye la energía libre de Gibbs:

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

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

$$|T \cdot \Delta S| < |\Delta H|$$

d) ¿Cuánto vale ΔH de la reacción, si la energía de enlace $Cl - Cl$ es $243 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$?

La energía de enlace, es la energía necesaria para romper un mol de dichos enlaces. Por lo tanto la formación de un mol de dichos enlaces supone la misma energía, pero desprendida, de modo que la entalpía de la reacción propuesta es:

$$\Delta H_R = -243 \text{ kJ/mol}$$

3.- (2 p) Se introducen 2 moles de COBr_2 en un recipiente de 2 L y se calienta hasta 73°C . El valor de la constante de equilibrio K_c , a esa temperatura, para el equilibrio $\text{COBr}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{Br}_2(\text{g})$, es 0,09.

a) Calcula el número de moles de las tres sustancias en el equilibrio.

	$\text{COBr}_2(\text{g})$	$\rightleftharpoons$	$\text{CO}(\text{g})$	+	$\text{Br}_2(\text{g})$
Conc. Inicial (mol/L)	1		--		--
Reacción (mol/L)	-x		x		x
Conc. Equilibrio (mol/L)	$1 - x$		x		x

$$K_c = \frac{[\text{CO}] \cdot [\text{Br}_2]}{[\text{COBr}_2]} \Rightarrow 0,09 = \frac{x \cdot x}{1 - x} \Rightarrow \text{Resolviendo } \begin{cases} x_1 = 0,35 \text{ mol/L} \\ x_2 = 0,26 \text{ mol/L} \end{cases}$$

$$\begin{cases} n_{\text{CO}} = n_{\text{Br}_2} = x \cdot V = 0,26 \cdot 2 = 0,52 \text{ mol} \\ n_{\text{COBr}_2} = (1 - x) \cdot V = (1 - 0,26) \cdot 2 = 1,48 \text{ mol} \end{cases}$$

b) Calcula en dichas condiciones la presión total del sistema.

$$P_T \cdot V = n_T \cdot R \cdot T \Rightarrow P_T = \frac{n_T \cdot R \cdot T}{V} = \frac{(0,52 + 0,52 + 1,48) \cdot 0,082 \cdot 346}{2} = 35,75 \text{ atm}$$

c) Calcula en dichas condiciones el valor de la constante K_p .

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} \Rightarrow K_p = 0,09 \cdot (0,082 \cdot 346) = 2,55$$

d) Si se introduce un mol más de COBr_2 , y se espera a que se alcance de nuevo el equilibrio, cuál será el valor de K_c y razona si aumentará o disminuirá la nueva presión total.

El valor de K_c no varía ya que depende solamente de la temperatura, y ésta no varía.

Ahora partimos inicialmente de las cantidades del equilibrio anterior más el mol añadido de COBr_2 .

	$\text{COBr}_2(\text{g})$	$\rightleftharpoons$	$\text{CO}(\text{g})$	+	$\text{Br}_2(\text{g})$
Conc. Inicial (mol/L)	$0,74 + (1/2) = 1,24$		0,26		0,26
Reacción (mol/L)	-x'		x'		x'
Conc. Equilibrio (mol/L)	$1,24 - x'$		$0,26 + x'$		$0,26 + x'$

$$K_c = \frac{[\text{CO}] \cdot [\text{Br}_2]}{[\text{COBr}_2]} \Rightarrow 0,09 = \frac{(0,26 + x')^2}{1,24 - x'} \Rightarrow \text{Resolviendo } \begin{cases} x_1 = 0,675 \text{ mol/L} \\ x' = 0,065 \text{ mol/L} \end{cases}$$

Ahora el número total de moles en el equilibrio es:

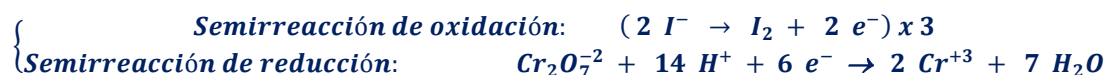
$$(n_T)_{eq} = [(0,26 + x') + (0,26 + x') + (1,24 - x')] \cdot 2 = 1,76 + x' = [1,76 + 0,065] \cdot 2 = 3,65 \text{ mol}$$

Ahora hay mayor número de moles en el equilibrio, por lo tanto **aumenta la presión**.

4.- (2 p) Dada la reacción:



a) Ajústala mediante el método del ion-electrón.



b) Indica la especie química que se reduce y la que se oxida.

La especie que se reduce es el dicromato de potasio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$), ya que en el proceso redox libera electrones.

La especie que se oxida es el yoduro de hidrógeno (HI), ya que en el proceso redox captura electrones.

c) Si quisiera construir una pila con esta reacción, indica la semirreacción que tiene lugar en el ánodo y la que ocurre en el cátodo.

En el ánodo tiene lugar la oxidación: $2 \text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2 \text{e}^-$

En el cátodo tiene lugar la reducción: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cr}^{+3} + 7 \text{H}_2\text{O}$

d) Calcula el potencial normal de la pila formada por estos dos electrodos.

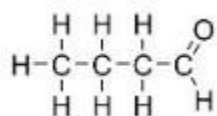
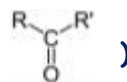
Datos: $E^\circ (\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / \text{Cr}^{3+}) = 1,33 \text{ V}$; $E^\circ (\text{I}_2 / \text{I}^-) = 0,54 \text{ V}$.

$$E_{\text{pila}}^0 = E_{\text{cátodo}}^0 - E_{\text{ánodo}}^0 = 1,33 - 0,54 = 0,79 \text{ V}$$

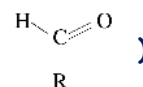
5.- (2 p) Nombra y formula, según corresponda, las siguientes parejas de moléculas orgánicas, indica si son isómeros y el nombre de su grupo funcional.

a) $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_2\text{-CH}_3$ y butanal.

$\text{CH}_3\text{-CO-CH}_2\text{-CH}_3$ (butanona, $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$. Cetona. Grupo funcional carbonilo:



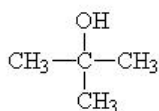
(butanal, $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$. Aldehído. Grupo funcional carbonilo:



Son isómeros de función

b) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH}$ y 2-metil-2-propanol.

$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH}$ (1-butanol, $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$. Alcohol. Grupo funcional hidroxilo: R - OH)



(2-metil-2-propanol, $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$. Alcohol. Grupo funcional hidroxilo: R - OH)

Son isómeros de cadena.

c) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$ y ácido 3-pentinoico.

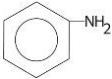
$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$ (Ác. propanoico, $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$. Ác. carboxílico. Grupo funcional carboxilo: )

$\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_2\text{-C(=O)OH}$ (Ácido 3-pentinoico, $\text{C}_5\text{H}_8\text{O}_2$. Ácido carboxílico. Grupo funcional carboxilo: )

No son isómeros entre sí, ya que no tienen la misma fórmula molecular

d) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-NH-CH}_3$ y fenilamina.

$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-NH-CH}_3$ (Metilpropilamina, $\text{C}_4\text{H}_{11}\text{N}$. Amina secundaria. Grupo amino: )

 (Fenilamina, $\text{C}_6\text{H}_7\text{N}$. Amina primaria. Grupo amino: )

No son isómeros entre sí, ya que no tienen la misma fórmula molecular

OPCIÓN DE EXAMEN N° 2

1. [2 PUNTOS] Explica qué tipo de fuerzas de atracción y/o enlace químico debe vencerse para llevar a cabo los siguientes procesos:

- Fundir bromuro de calcio, $\text{CaBr}_2(\text{s})$.
- Hervir agua, $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$.
- Evaporar oxígeno, $\text{O}_2(\text{l})$.
- Fundir cesio, $\text{Cs}(\text{s})$.

2. [2 PUNTOS] Sabiendo que la temperatura de ebullición de un líquido es la temperatura a la que el líquido puro y el gas puro se encuentran en equilibrio a 1 atm de presión, y la $\Delta G = 0$. Considera el siguiente proceso:



- Calcula ΔH° a 25 °C. y da una explicación relativa al signo obtenido.
- Calcula ΔS° y relacionalo con la variación del orden en el proceso.
- Calcula ΔG° e indica si el proceso es espontáneo a dicha temperatura.
- Determina la temperatura de ebullición del Br_2 , suponiendo que ΔH° y ΔS° no varían con la temperatura.

DATOS: $\Delta H^\circ_f [\text{Br}_2(\text{g})] = 30,91 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H^\circ_f [\text{Br}_2(\text{l})] = 0$;
 $S^\circ [\text{Br}_2(\text{g})] = 245,4 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; $S^\circ [\text{Br}_2(\text{l})] = 152,2 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

3. [2 PUNTOS] Para la reacción en fase gaseosa ideal: $\text{A} + \text{B} \longrightarrow \text{C} + \text{D}$ cuya ecuación cinética o de velocidad es $v = k \cdot [\text{A}]$, indica razonadamente como varía la velocidad de reacción:

- Al disminuir el volumen del sistema a la mitad.
- Al variar las concentraciones de los reactivos, sin modificar el volumen del sistema.
- Al utilizar un catalizador y/o al aumentar la temperatura.
- Indica el orden total de la reacción.

4. [2 PUNTOS] El pH de una disolución de ácido acético, $\text{CH}_3 - \text{COOH}$, es 2,9. Calcula:

- La concentración de ácido acético en la disolución.
- El grado de disociación del ácido acético en dicha disolución.
- Razona como varía el pH si se adiciona acetato sódico a la disolución.
- Determina el valor de la K_b de su base conjugada.

DATO: $k_a(\text{CH}_3 - \text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

5. [2 PUNTOS] El hidróxido de magnesio es poco soluble en agua ($K_{ps} = 1,8 \times 10^{-11}$).

- Formula el equilibrio de disolución del hidróxido de magnesio y escribe la expresión para K_{ps} .
- Calcula la solubilidad del hidróxido en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- Razona cómo afectaría a la solubilidad la adición de ácido clorhídrico.
- Razona cómo afectaría a la solubilidad la adición de cloruro de magnesio.

1.- (2 p) Explica qué tipo de fuerzas de atracción y/o enlace químico debe vencerse para llevar a cabo los siguientes procesos:

- a) Fundir bromuro de calcio, $\text{CaBr}_2(\text{s})$.

El bromuro de calcio es un sólido iónico. Para fundirlo hay que romper los enlaces iónicos entre los iones Br^- y Ca^{+2} de la red cristalina iónica.

- b) Hervir agua, $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$.

El agua es una sustancia covalente molecular polar. Para hervir agua es necesario romper las fuerzas intermoleculares, que en este caso son fuerzas de Van der Waals y enlace de hidrógeno (el enlace O-H es muy polar y permite la formación de enlaces de hidrógeno).

- c) Evaporar oxígeno, $\text{O}_2(\text{l})$.

El oxígeno molecular es una sustancia covalente molecular apolar. Para evaporarlo es necesario romper las fuerzas intermoleculares, que en este caso son fuerzas de dispersión (fuerzas de London) entre dipolos instantáneos e inducidos.

- d) Fundir cesio, $\text{Cs}(\text{s})$.

El cesio es un metal, para fundirlo es necesario romper el enlace metálico presente en su red metálica.

2.- (2 p) Sabiendo que la temperatura de ebullición de un líquido es la temperatura a la que el líquido puro y el gas puro se encuentran en equilibrio a 1 atm de presión, y la $\Delta G = 0$. Considera el siguiente proceso: $\text{Br}_2(\text{l}) \rightleftharpoons \text{Br}_2(\text{g})$

DATOS: $\Delta H_f^\circ [\text{Br}_2(\text{g})] = 30,91 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ [\text{Br}_2(\text{l})] = 0$;
 $S^\circ [\text{Br}_2(\text{g})] = 245,4 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; $S^\circ [\text{Br}_2(\text{l})] = 152,2 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

- a) Calcula ΔH° a 25°C y da una explicación relativa al signo obtenido.

$$\Delta H_R^\circ = \sum n_p \cdot (\Delta H_f^\circ)_p - \sum n_r \cdot (\Delta H_f^\circ)_r = (\Delta H_f^\circ)_{\text{Br}_2(\text{g})} - (\Delta H_f^\circ)_{\text{Br}_2(\text{l})} = 30,91 - 0 = 30,91 \text{ kJ}$$

La vaporización del bromo líquido es un proceso endotérmico, requiriéndose absorber 30,91 kJ de energía por cada mol de bromo líquido.

- b) Calcula ΔS° y relacionalo con la variación del orden en el proceso.

$$\Delta S_R^\circ = \sum n_p \cdot (S_f^\circ)_p - \sum n_r \cdot (S_f^\circ)_r = (S_f^\circ)_{\text{Br}_2(\text{g})} - (S_f^\circ)_{\text{Br}_2(\text{l})} = 245,4 - 152,2 = 93,2 \text{ J/K}$$

La vaporización del bromo líquido produce un aumento de la entropía del sistema. Este aumento de entropía está ligado a un aumento del "desorden" del sistema, ya que el estado gaseoso es más desordenado que el estado líquido.

- c) Calcula ΔG° e indica si el proceso es espontáneo a dicha temperatura.

Un proceso químico es espontáneo cuando disminuye la energía libre de Gibbs:

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

Comprobación de la espontaneidad en condiciones estándar (298 K):

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \cdot \Delta S^\circ = 30,91 - [298 \cdot (93,2 \cdot 10^{-3})] = 3,14 \text{ kJ} > 0 \Rightarrow \text{Reacción no espontánea a 298 K}$$

- d) Determina la temperatura de ebullición del Br_2 , suponiendo que ΔH° y ΔS° no varían con la temperatura

$$\text{Temperatura de ebullición} \Rightarrow \Delta G = 0 \Rightarrow \Delta H - T \cdot \Delta S = 0$$

$$T = \frac{\Delta H}{\Delta S} = \frac{30,91}{93,2 \cdot 10^{-3}} = 331,6 \text{ K} = 58,6^\circ\text{C}$$

3.- (2 p) Para la reacción en fase gaseosa ideal: $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C} + \text{D}$ cuya ecuación cinética o de velocidad es $v = k \cdot [\text{A}]$, indica razonadamente como varía la velocidad de reacción:

- a) Al disminuir el volumen del sistema a la mitad.

Al disminuir el volumen a la mitad la concentración de A se duplica, duplicándose también la velocidad de reacción.

- b) Al variar las concentraciones de los reactivos, sin modificar el volumen del sistema.

Si la concentración de A aumenta, aumenta la velocidad de reacción y si la concentración de A disminuye, disminuye la velocidad de reacción.

- c) Al utilizar un catalizador y/o al aumentar la temperatura.

La adición de un catalizador aumenta la velocidad de reacción al permitir un nuevo mecanismo de reacción con una menor energía de activación.

Un aumento de temperatura, por lo general, produce un aumento de la velocidad de reacción. El aumento de la temperatura implica un aumento de la constante específica de velocidad, como expresa la ecuación de Arrhenius:

$$k = A \cdot e^{-\left(\frac{E_a}{R \cdot T}\right)}$$

- d) Indica el orden total de la reacción.

La ecuación diferencial de velocidad de una reacción química es del tipo:

$$v = k \cdot [\text{A}]^\alpha \cdot [\text{B}]^\beta \dots$$

Cada uno de los exponentes (α , β , etc.) indica el orden de reacción respecto al reactivo (orden parcial de reacción) y la suma de todos los exponentes determina el orden total de reacción.

Por lo tanto **el orden total de esta reacción es 1.**

4.- (2 p) El pH de una disolución de ácido acético, $\text{CH}_3 - \text{COOH}$, es 2,9. Calcula:

DATO: $K_a(\text{CH}_3 - \text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

- a) La concentración de ácido acético en la disolución.

	$\text{CH}_3\text{-COOH (ac)}$	+	$\text{H}_2\text{O (l)}$	$\rightleftharpoons$	$\text{CH}_3\text{-COO}^- \text{ (ac)}$	+	$\text{H}_3\text{O}^+ \text{ (ac)}$
Conc. Inicial (mol/L)	c				--		--
Reacción (mol/L)	-x				x		x
Conc. Equilibrio (mol/L)	c - x				x		x

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log x \Rightarrow x = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,9} = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3 - \text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3 - \text{COOH}]} \Rightarrow 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{[x] \cdot [x]}{[c - x]} = \frac{(1,26 \cdot 10^{-3})^2}{c - 1,26 \cdot 10^{-3}} \Rightarrow c = 0,09 \text{ mol/L}$$

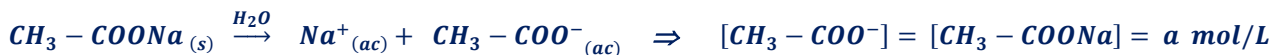
- b) El grado de disociación del ácido acético en dicha disolución.

$$\alpha = \left(\frac{x}{c}\right) \cdot 100 = \left(\frac{1,26 \cdot 10^{-3}}{0,09}\right) \cdot 100 = 1,4 \%$$

c) Razona como varia el pH si se adiciona acetato sódico a la disolución.

Al añadir acetato de sodio se forma una disolución reguladora.

El acetato de sodio se disocia completamente en el agua:



	$CH_3 - COOH \text{ (ac)}$	+	$H_2O \text{ (l)}$	$\rightleftharpoons$	$CH_3 - COO^- \text{ (ac)}$	+	$H_3O^+ \text{ (ac)}$
Conc. Inicial (mol/L)	c				a		--
Reacción (mol/L)	-x				x		x
Conc. Equilibrio (mol/L)	$c - x \cong c$				$a + x \cong a$		x

$$K_a = \frac{[CH_3 - COO^-] \cdot [H_3O^+]}{[CH_3 - COOH]} \Rightarrow [H_3O^+] = K_a \cdot \frac{[CH_3 - COOH]}{[CH_3 - COO^-]} = K_a \cdot \frac{c}{a}$$

Al añadir la sal se produce una disminución de la concentración de protones, ya que según el principio de Le Chatelier el equilibrio se desplaza hacia la izquierda (el ácido se disocia menos) y por consiguiente se produce un aumento de pH.

d) Determina el valor de la K_b de su base conjugada.

En un par ácido-base conjugado se cumple:

$$K_a \cdot K_b = K_w \Rightarrow K_{CH_3 - COO^-} = \frac{K_w}{K_{CH_3 - COOH}} = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,55 \cdot 10^{-10}$$

5.- (2 p) El hidróxido de magnesio es poco soluble en agua ($K_{ps} = 1,8 \cdot 10^{-11}$).

a) Formula el equilibrio de disolución del hidróxido de magnesio y escribe la expresión para K_{ps} .



b) Calcula la solubilidad del hidróxido en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

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

$$K_{ps} = [Mg^{+2}] \cdot [OH^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4 \cdot s^3 \Rightarrow s = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{1,8 \cdot 10^{-11}}{4}} = 1,65 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

c) Razona cómo afectaría a la solubilidad la adición de ácido clorhídrico.

La solubilidad aumenta, ya que los iones H^+ procedentes de la disociación del ácido clorhídrico reaccionan con los iones hidróxido (reacción ácido-base) formándose agua. La disminución de la concentración de los iones hidróxido hace que el equilibrio se desplace hacia la derecha.

d) Razona cómo afectaría a la solubilidad la adición de cloruro de magnesio.

La solubilidad disminuye, ya que se produce un aumento de la concentración de iones magnesio (Mg^{+2}) que provoca un desplazamiento del equilibrio hacia la izquierda (efecto del ion común).