



UNIVERSIDAD DE CANTABRIA

# PRUEBAS DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD

LOE – JUNIO 2011

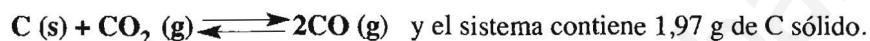
## QUÍMICA

### INDICACIONES

Debe elegir una opción completa de problemas.

### OPCIÓN DE EXAMEN Nº 1

1. [2 PUNTOS] En un recipiente de un litro, en el que inicialmente se ha hecho el vacío, se introducen 2 g de C(s), 0,1 moles de CO<sub>2</sub>(g) y 0,01 moles de CO(g). Al calentar a 1000K se alcanza el equilibrio:



- Calcula K<sub>c</sub> y K<sub>p</sub>.
- Determina la composición en el equilibrio si la cantidad inicial de C (s) hubiese sido 1g.
- Explica si se obtendrá, una vez alcanzado el equilibrio, más cantidad de CO introduciendo las mismas cantidades de reactivos y productos en un recipiente más pequeño.

DATOS: Masas atómicas: C = 12.

$$R = 0,082 \text{ atm. L / mol. K}$$

2. [2 PUNTOS] Se dispone de 100 ml de una disolución 0,01 M de ácido hipocloroso (HClO) (K<sub>a</sub> = 3.10<sup>-8</sup>).

- Calcula el grado de disociación de dicho ácido.
- Calcula el pH de la disolución.
- Razona si la disolución de una sal procedente de dicho ácido (KClO) será ácida, básica o neutra.
- Razona si un ácido HA cuya K<sub>a</sub> fuese 10<sup>-14</sup>, será un ácido más fuerte o más débil que el ácido hipocloroso.

3. [2 PUNTOS] El trifluoruro de boro y el amoníaco son compuestos gaseosos en condiciones normales.

- Explica la forma geométrica de sus moléculas.
- Explica cual de las dos moléculas es más polar.
- Explica como serán los enlaces intermoleculares en cada uno de los compuestos.
- Razona cual de los dos compuestos tendrá un punto de ebullición más alto.

DATOS: Números atómicos, H = 1, B = 5, N = 7, F = 9.

4. [2 PUNTOS] Se ha construido una celda galvánica o pila que consta de un electrodo de Sn sumergido en disolución de Sn<sup>2+</sup> (1M) y otro electrodo de Ag sumergido en disolución de Ag<sup>+</sup> (1M).

- Indica el electrodo que actúa como ánodo y el que actúa como cátodo.
- Escribe las dos semirreacciones que tienen lugar en cada electrodo.
- Dibuja un esquema de la pila indicando el sentido en que circulan los electrones.
- Calcula el potencial estándar de la celda así formada.

DATOS: E°(Sn<sup>2+</sup>/Sn) = -0,14V; E°(Ag<sup>+</sup>/Ag) = +0,80V

5. [2 PUNTOS] Si en una reacción añadimos un catalizador, razona si son verdaderas o falsas las siguientes proposiciones:

- La entalpía de la reacción disminuye.
- La reacción se hace más espontánea.
- La energía de activación aumenta.
- Se llega más rápido al equilibrio, reactivos  $\rightleftharpoons$  productos.

## OPCIÓN DE EXAMEN Nº 2

1. [2 PUNTOS] En medio ácido, el ión permanganato ( $\text{MnO}_4^-$ ) se utiliza como agente oxidante fuerte. Contesta razonadamente a las siguientes preguntas y ajusta las reacciones iónicas que se puedan producir, indicando el oxidante y el reductor en cada caso.
- ¿Reaccionará con  $\text{Fe (s)}$ ?
  - ¿Reaccionará con  $\text{H}_2\text{O}_2$ ?

DATOS:  $E^\circ(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) = +1,51\text{V}$ ;  $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44\text{V}$ ;  $E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2) = +0,70\text{V}$

2. [2 PUNTOS] Dado tres elementos del Sistema Periódico: A, B, y C de números atómicos 8, 16 y 19 respectivamente.
- Escribe sus configuraciones electrónicas en estado fundamental.
  - Razona que elemento de los tres tendrá su primer potencial de ionización mayor.
  - Indica y razona, el tipo de enlace que se forma entre los elementos A y B.
  - Indica y razona, el tipo de enlace que se forma entre los elementos A y C.

3. [2 PUNTOS] El óxido de calcio se produce por descomposición de carbonato de calcio.



- Determina la cantidad de calor que se necesita emplear para producir 7000 Kg de óxido de calcio, a partir de carbonato de calcio, si el rendimiento de la reacción de descomposición es del 100%.
- Razona con los datos que dispones, por qué la piedra caliza (carbonato cálcico) es estable a temperatura ambiente y no se descompone espontáneamente a óxido de calcio a dicha temperatura. ¿Podrías calcular a que temperatura se descompone espontáneamente? ¿que necesitarías saber?

DATOS: Peso Molecular ( $\text{CaO}$ ) = 56,0

$\Delta H^\circ$  formación ( $\text{CaCO}_3$ ) =  $-1209,6 \text{ KJ/mol}$ ;

$\Delta H^\circ$  formación ( $\text{CaO}$ ) =  $-635,1 \text{ KJ/mol}$ ;

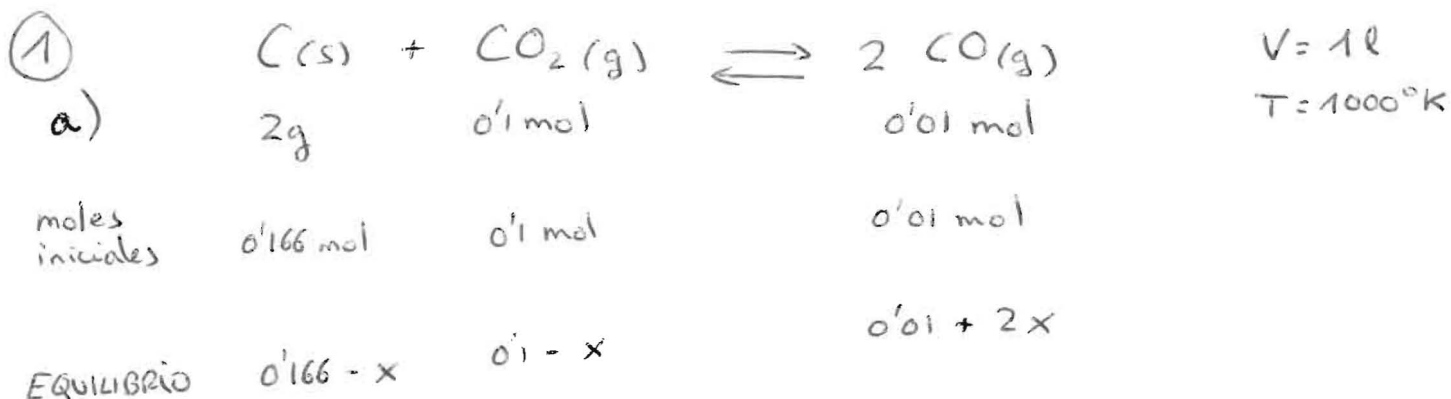
$\Delta H^\circ$  formación ( $\text{CO}_2$ ) =  $-393,3 \text{ KJ/mol}$ .

4. [2 PUNTOS] El hidróxido magnésico es insoluble, su producto de solubilidad vale  $8,9 \cdot 10^{-12}$ .
- Calcula la máxima cantidad de moles del hidróxido que podré disolver en un litro.
  - Calcula el pH de una disolución saturada de hidróxido magnésico.
  - Indica y razona algún procedimiento que incremente la solubilidad del hidróxido.
  - Razona si la adición de una sal soluble de magnesio disminuirá la solubilidad.

5. [2 PUNTOS] La siguiente fórmula molecular,  $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_2$ , corresponde a varios compuestos orgánicos isómeros.

- Escribe la fórmula desarrollada de dos isómeros con grupos funcionales diferentes.
- Nombra dichos compuestos.
- Escribe la fórmula desarrollada de algún isómero óptico con fórmula molecular  $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_2$

# OPCIÓN 1



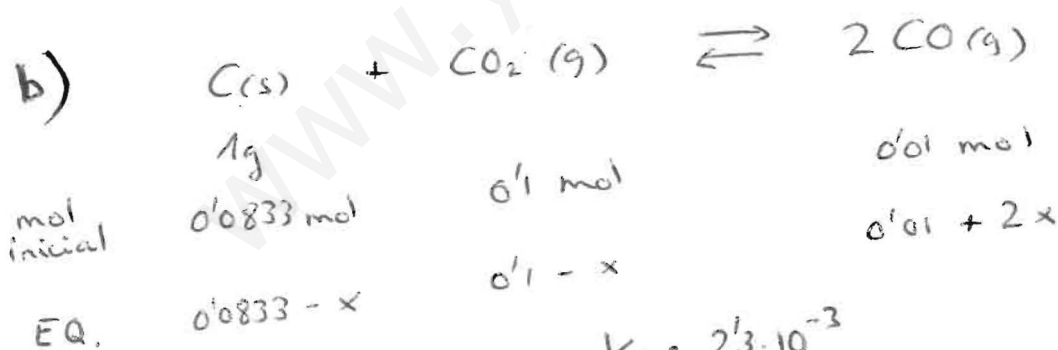
Equilibrio hacia la derecha porque disminuye la masa de C(s) = 1'97g = 0'164 mol C.

$$x = 0'166 - 0'164 = 0'0025 \text{ moles C reaccionan.}$$

$$K_c = \frac{[\text{CO}]^2}{[\text{CO}_2]} \quad (\text{sólidos no}) \quad x = 0'0025$$

$$K_c = \frac{\left(\frac{0'01 + 2x}{1}\right)^2}{\left(\frac{0'1 - x}{1}\right)} = 2'3 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n = 2-1=1} = 0'189 \text{ atm}$$



$$K_c = \frac{[\text{CO}]^2}{[\text{CO}_2]}$$

$$K_c = 2'3 \cdot 10^{-3}$$

No cambia nada

$$\Rightarrow x = 0'0025$$

$$[\text{CO}_2] = \frac{0'1 - 0'0025}{1} = 0'0975 \text{ mol/l}$$

$$[\text{CO}] = \frac{0'01 + 2 \cdot 0'0025}{1} = 0'015 \text{ mol/l}$$

$$\text{C(s)} = 0'0808 \text{ moles C} = 0'97 \text{ g C}$$

c) Disminuir V  
 " Aumenta P  
 Le Chatelier ....  
 Hacia menos moles gaseas  
 izquierda  
 Disminuye [CO]

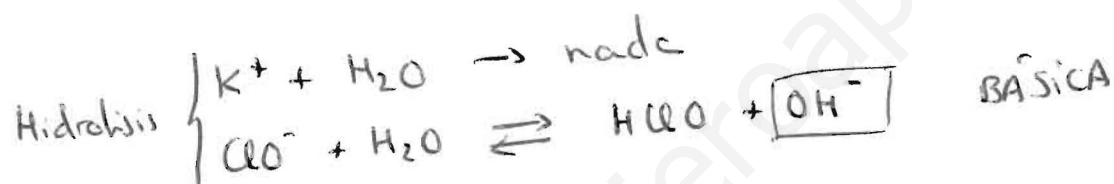
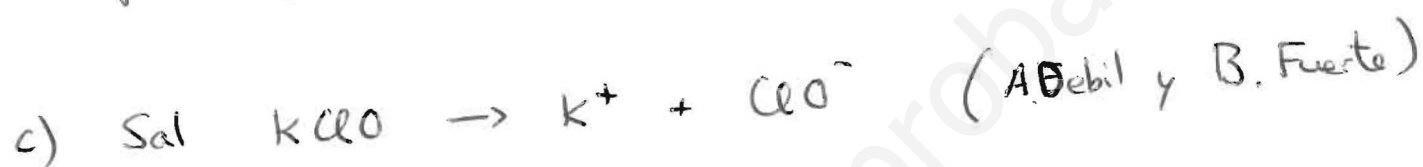


a)  $0.01 \text{ M}$   
 $0.01(1-\alpha) \quad 0.01\alpha \quad 0.01\alpha$

$$K_a = \frac{[\text{ClO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HClO}]} ; \quad 3 \cdot 10^{-8} = \frac{0.01\alpha \cdot 0.01\alpha}{0.01(1-\alpha)}$$

$\alpha = 0.00173$  (0.173%) grado disociación

b)  $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (0.01\alpha) = 4.76$



d)  $K_a = 10^{-14} < K_a'_{(\text{HClO})} = 3 \cdot 10^{-8}$

$\alpha < \alpha'$

$[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{H}_3\text{O}^+]$

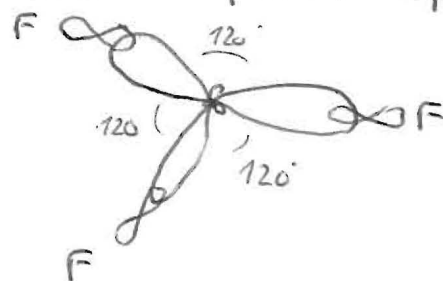
MÁS DÉBIL

HA

③  $\text{BF}_3$

a)

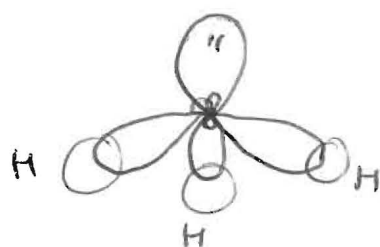
Boro hibridación  $sp^2 \rightarrow$  triángulo plano



b)

Apolar (simétrica)

$\text{NH}_3$  Nitrogeno hibridación  $sp^3 \rightarrow$  tetraédrica



POLAR

c)

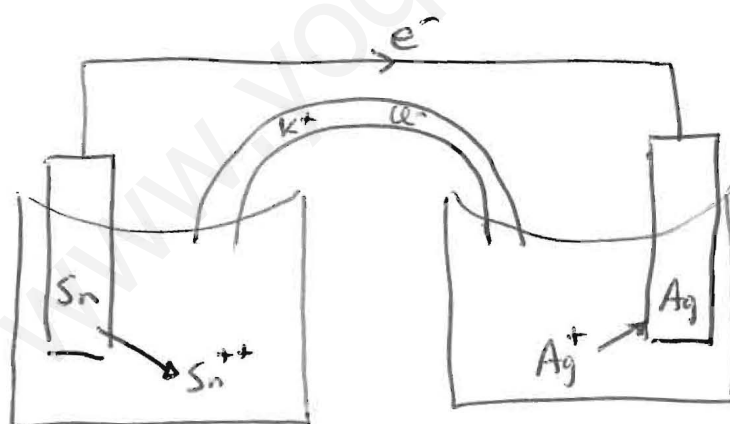
Apolar ( $\text{BF}_3$ ) Fuerzas de Van der Waals (London)

Polar ( $\text{NH}_3$ ) } Fuerzas de Van der Waals (dipolo-dipolo)  
Puentes de Hidrógeno

d)

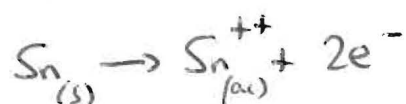
$P.E.(\text{NH}_3) > P.E.(\text{BF}_3) \dots$

④



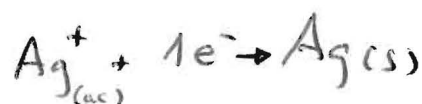
ANODO (-)

OXIDACIÓN



CATODO (+)

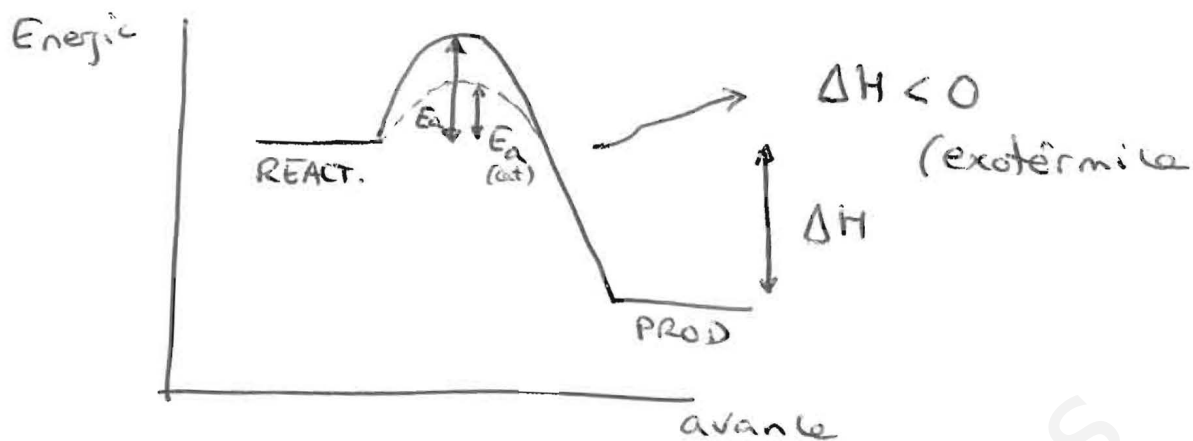
REDUCCIÓN



$$E_{\text{PILA}}^0 = E_+ - E_- = 0.8 - (-0.14) = 0.94 \text{ V}$$

5

Catalizador (positivo)



a) FALSO . . .

b) FALSO . . .  $\Delta G = \Delta H - T \Delta S$

c) FALSO . . . (en caso de catalizador positivo)

d) Verdadero .

" "

OPCION 2

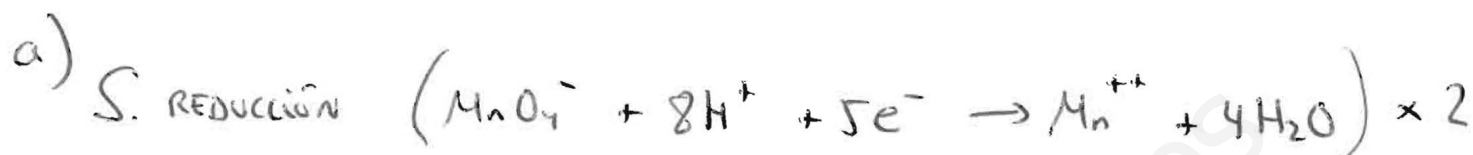
$$\textcircled{1} \quad \mathcal{E}^{\circ}(\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{++}) = +1'51 \text{ V}$$

$$\mathcal{E}^{\circ}(\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}_2) = +0'70 \text{ V}$$

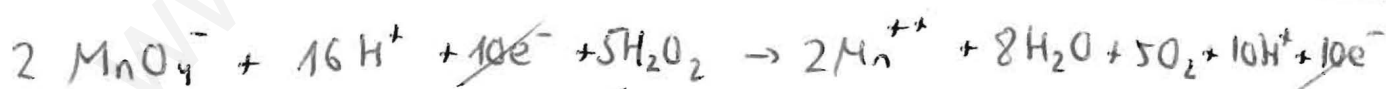
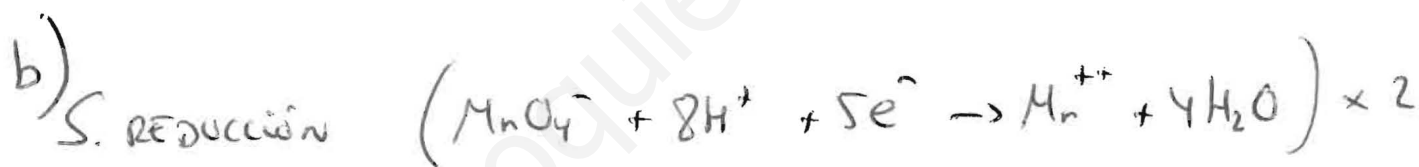
$$\mathcal{E}^{\circ}(\text{Fe}^{++} / \text{Fe}) = -0'44 \text{ V}$$

MAYOR PODER  
REDUCCION

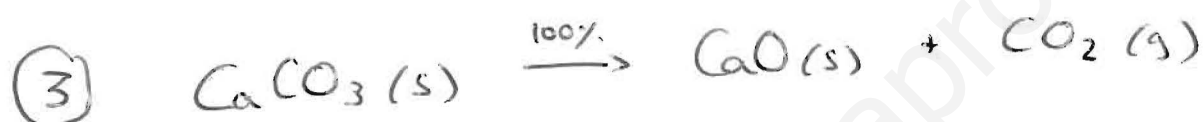
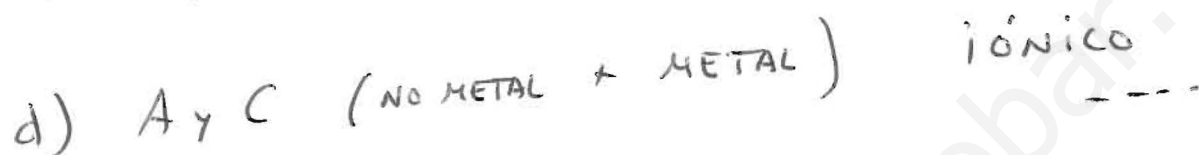
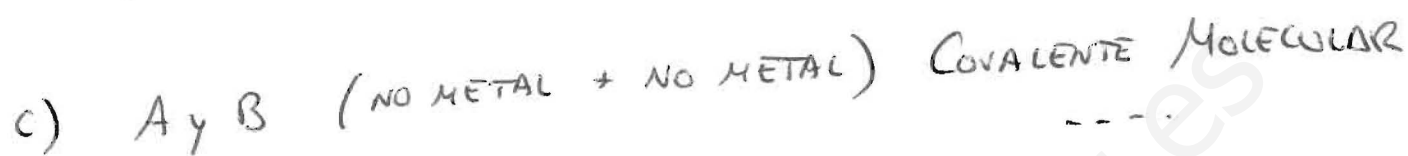
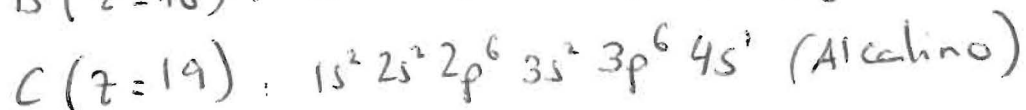
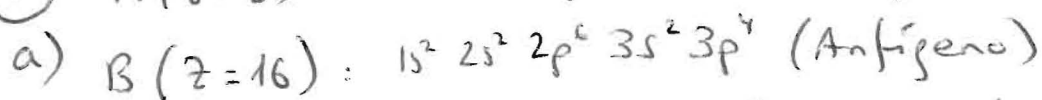
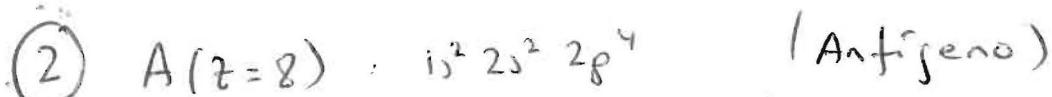
CRECIENTE



Si REACCIONA



Si REACCIONA



a)  $\Delta H_{\text{REACI3N}}^{\circ} = \Delta H_f^{\circ}(\text{CO}_2) + \Delta H_f^{\circ}(\text{CaO}) - \Delta H_f^{\circ}(\text{CaCO}_3) =$

$-393'3 - 635'1 - (-1209'6) = +181'2 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$   
ENDOTÉRMICA

1 mol CaO : 56g  $\xrightarrow{\quad\quad\quad} 181'2 \text{ kJ}$

7.000.000

$\times$   
 $\boxed{+ 22650 \text{ kJ}}$

b)  $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$  ( $\Delta G < 0$  espontanea)  
(+) (+)

Es espontanea a altas temperaturas (A temperatura ambiente NO)

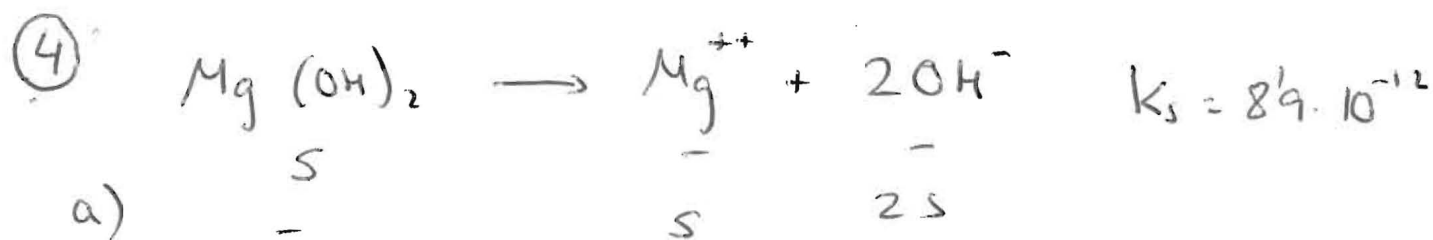
$\Delta S > 0$  (porque aumenta el desorden, moles gaseosas)

$\Delta H > 0$  (endotérmica)

No puedo calcular la T, necesito conocer  $\Delta S = ?$

para resolver  $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S = 0$ .





$$K_s = [\text{Mg}^{++}] [\text{OH}^-]^2 = S \cdot (2S)^2 = 4S^3$$

$$8'9 \cdot 10^{-12} = 4S^3 \longrightarrow \boxed{S = 1'305 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}}$$

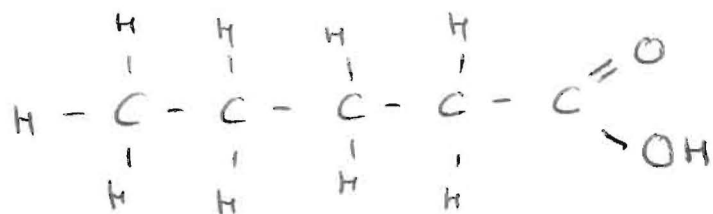
b)  $\text{pH} = ? \quad \text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log [2S] = 3'58$

$\boxed{\text{pH} = 10'41}$

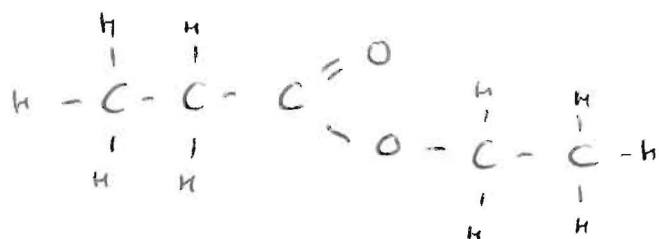
c) Añadir un ácido (AH) para que ( $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ ) disminuya la  $[\text{OH}^-]$  y se desplace hacia la derecha aumentando la solubilidad.

d) Efecto del ión común  
Al aumentar  $[\text{Mg}^{++}]$  se desplaza a la izquierda precipita y disminuye la solubilidad.

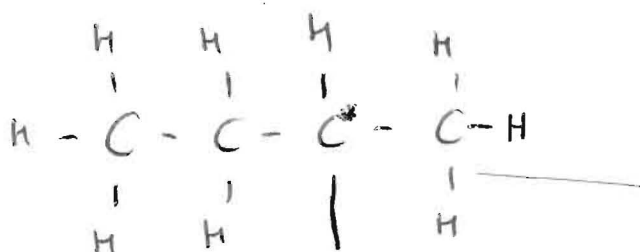
5)  $C_5H_{10}O_2$



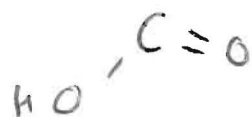
Acido pentanoico



Propanoato de etilo



$C^*$  asimétrico o quiral



dextro (+) y levo (-)

