



UNIVERSIDAD DE CANTABRIA

PRUEBAS DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD

LOE – SEPTIEMBRE 2012

QUÍMICA

INDICACIONES

Debe elegir una opción completa de problemas.

OPCIÓN DE EXAMEN Nº 1

1. [2 PUNTOS] En un recipiente de 5 litros se introduce 1 mol de SO_2 y 1 mol de O_2 y se calienta a 727°C , con lo que tiene lugar la reacción $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{g})$

Una vez alcanzado el equilibrio, se analiza la mezcla encontrando que hay 0,150 moles de SO_2 . Calcular:

- La cantidad de SO_3 que se forma en gramos.
- K_c y K_p

DATOS: Masas atómicas: S = 32; O = 16.

2. [2 PUNTOS] Contesta razonadamente y escribe las ecuaciones químicas correspondientes a los procesos que describas:

- Una disolución de acetato de potasio, ¿es ácida, básica o neutra?
- Una disolución de nitrato de sodio, ¿es ácida, básica o neutra?
- Una disolución equimolecular de acetato de potasio y ácido acético, ¿es una disolución reguladora de pH?, ¿es ácida, básica o neutra?
- El ión amonio, ¿tiene carácter ácido o básico?

DATOS: $K_b(\text{amoníaco}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$; $K_a(\text{ácido acético ó ácido etanoico}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

3. [2 PUNTOS] Se dispone de los compuestos orgánicos siguientes: butanona, ácido propanoico, acetato de etilo y 2-aminobutano.

- Indica a que grupos funcionales corresponde cada compuesto.
- Escribe sus formulas moleculares desarrolladas.
- Escribe un isómero de cada una de ellas
- Indica y escribe algún isómero óptico de alguno de los compuestos.

4. [2 PUNTOS] En la siguiente pareja de moléculas, una de ella es polar y la otra no: H_2O , BeCl_2

- Explique razonadamente la geometría de estas moléculas.
- Indique razonadamente cuál es la molécula polar y cuál la no polar.

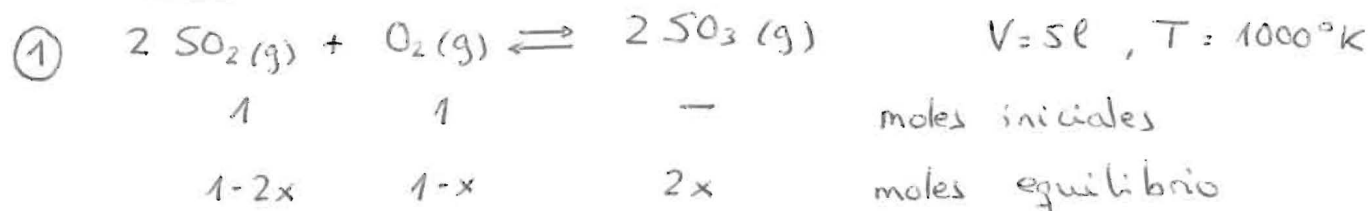
DATOS: Números atómicos: H = 1; O = 8; Be = 4; Cl = 17.

5. [2 PUNTOS] Explica cómo construirías en el laboratorio una pila con electrodos de cinc y cobre. $\text{Zn}/\text{Zn}^{2+} // \text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ (Justifica las respuestas)

- Haz el dibujo correspondiente
- ¿En que sentido circularán los electrones?
- ¿Cuáles son las especies oxidante y reductora?
- ¿Cuál será el potencial de la pila en condiciones estándar?

DATOS: $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0.76 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0.34 \text{ V}$

OPCION 1

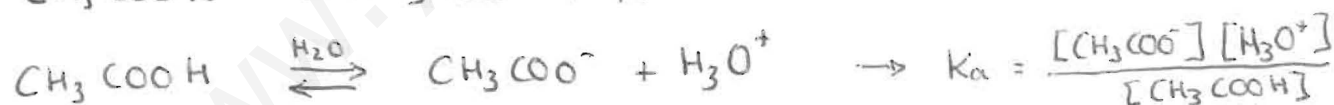
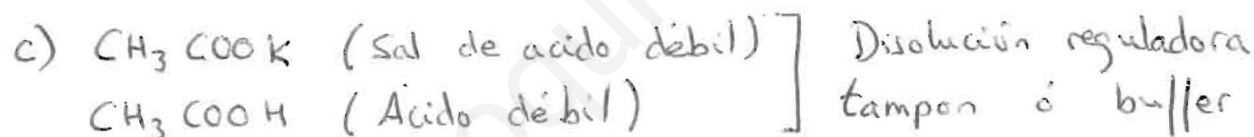
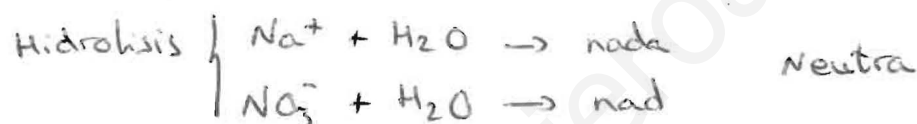
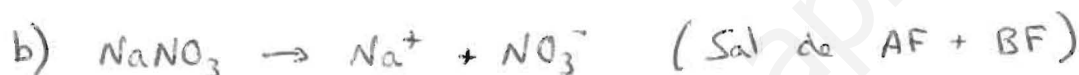
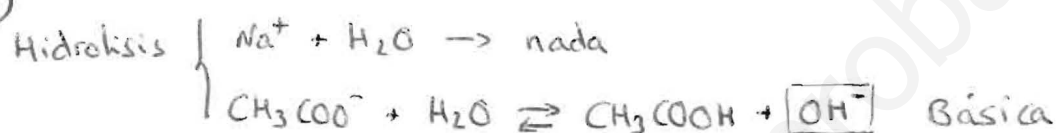


0'15 moles SO_2 en equilibrio $\Rightarrow 1-2x = 0'15 \rightarrow x = 0'425$ moles

a) $2x = 0'85$ moles $\rightarrow 68\text{g } \text{SO}_3$

b) $K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2[\text{O}_2]} = \frac{(2x/5)^2}{\left(\frac{1-2x}{5}\right)^2 \left(\frac{1-x}{5}\right)} = (\text{sustituyendo } x=0'425) K_c = 279'22 \text{ M}^{-1}$

$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = 279'22 (0'082 \cdot 1000)^{2-1-2} = 3'405 \text{ atm}^{-1}$



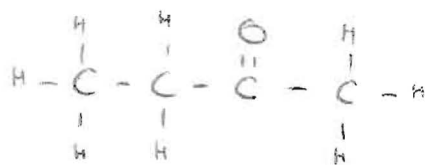
$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{SAL}]}{[\text{ACIDO}]}$

$\left. \begin{array}{l} \text{p}K_a = -\log K_a \\ [\text{SAL}] = [\text{ACIDO}] \text{ equimolecular} \end{array} \right\} \text{pH} = -\log(1'8 \cdot 10^{-5}) + \log 1 = 4'74$
Ácido

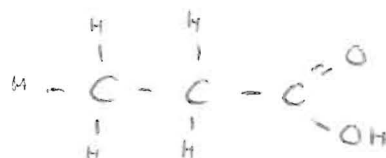


③

Butanona
(CETONA)



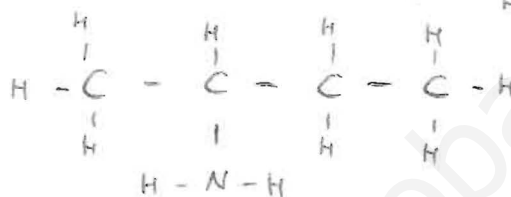
Acido propanoico
(ACIDO)



Acetato de etilo
(ESTER)

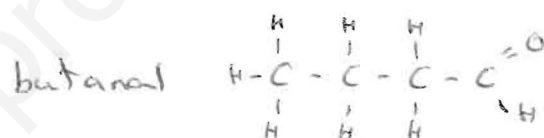


2-Aminobutano
(AMINA)

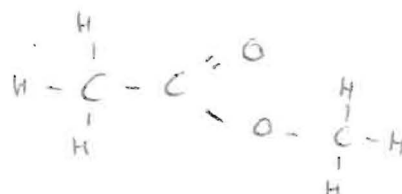


c)

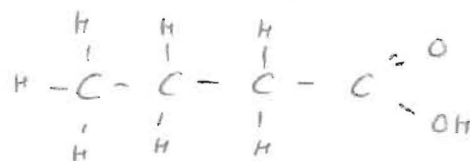
Isomero (funcional) de la butanona $\rightarrow$



Isomero (funcional) del Acido propanoico $\rightarrow$ etanoato de metilo



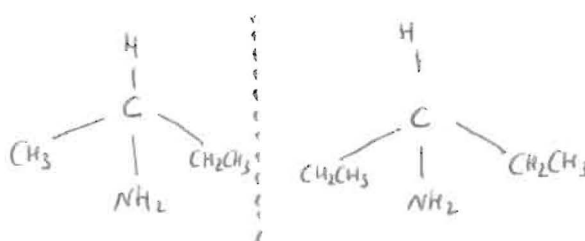
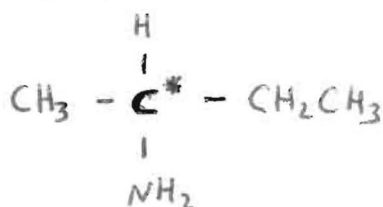
Isomero (funcional) del Acetato de etilo $\rightarrow$ Acido butanoico



Isomero de posición del 2-Aminobutano $\rightarrow$ 1-Aminobutano



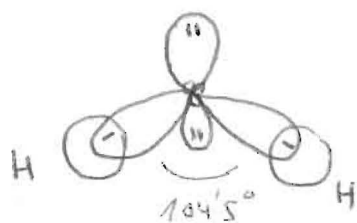
d) 2-Aminobutano tiene un carbono asimétrico ó quiral



(dextro)
(levo)

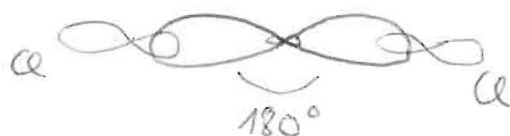
④

H₂O Oxígeno hibridación sp³ (tetraédrica)



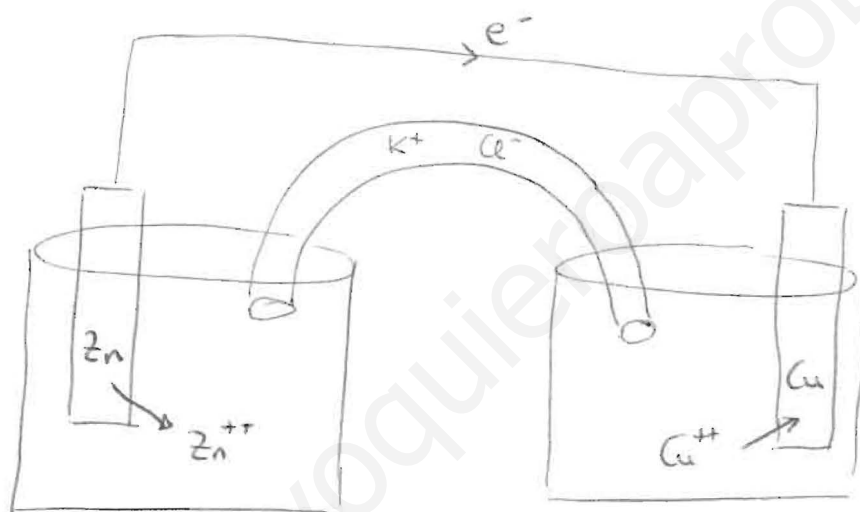
POLAR

BeCl₂ Berilio hibridación sp (lineal)



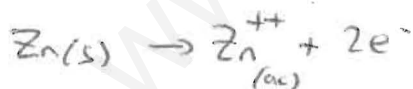
APOLAR (simétrica)

⑤



ANODO (-)

OXIDACIÓN



Zinc : reductor

CATODO (+)

REDUCCIÓN



Cobre : oxidante

$$E^{\circ}_{\text{PILA}} = E_{+} - E_{-} = 0.34 - (-0.76) = 1.1 \text{ V}$$

OPCIÓN DE EXAMEN Nº 2

1. [2 PUNTOS] Dada la reacción:



- Explica cuál es la especie oxidante y cuál la reductora.
- Escribe las semireacciones de oxidación y de reducción.
- Escribe la reacción molecular ajustada.
- Se dispone de disolución de permanganato de potasio 2M. ¿Qué volumen habrá que utilizar si se quiere obtener 2 moles de yodo?

2. [2 PUNTOS]

- Calcula la constante de ionización de un ácido HA que esta disociado al 1% en una disolución 0,2 M.
- Explica cómo calcularías de forma práctica en un laboratorio la concentración de una disolución de ácido clorhídrico, utilizando hidróxido de sodio 0,01 M.

3. [2 PUNTOS] Dada la reacción $2\text{H}_2\text{O}_2(\text{l}) \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{O}_2(\text{g})$

- Explica si la descomposición del agua oxigenada es un proceso endotérmico o exotérmico.
- Determina si el proceso es espontáneo en condiciones estándar. ¿Es espontáneo a cualquier temperatura?

DATOS: ΔH°_f (KJ/mol) de $\text{H}_2\text{O}_2(\text{l})$, $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ y $\text{O}_2(\text{g})$ son -187,8; -285,8 y 0 respectivamente
y S° (J/mol.K) de $\text{H}_2\text{O}_2(\text{l})$, $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ y $\text{O}_2(\text{g})$ son 109,6; 70 y 205 respectivamente.

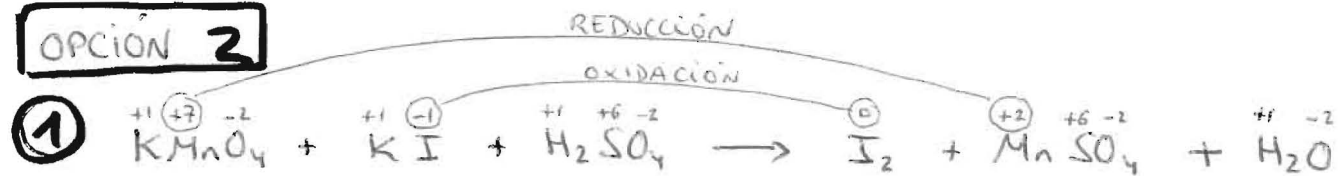
4. [2 PUNTOS] El hidróxido de cobalto (II) es insoluble en agua, su producto de solubilidad vale 10^{-15} .

- Calcula la máxima cantidad de moles del hidróxido que puedes disolver en un litro.
- Calcula el pH de una disolución saturada de hidróxido de cobalto (II)
- Indica y razona algún procedimiento que incremente la solubilidad del hidróxido.
- Razona si la adición de una sal soluble de cobalto (II) disminuirá la solubilidad del hidróxido de cobalto (II) en agua.

5. [2 PUNTOS] Decir razonadamente si son ciertas o falsas las siguientes propuestas, utiliza un diagrama de energía/avance de la reacción. Cuando se adiciona un catalizador a un sistema reaccionante:

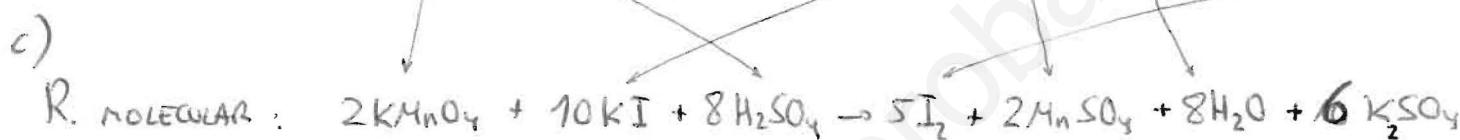
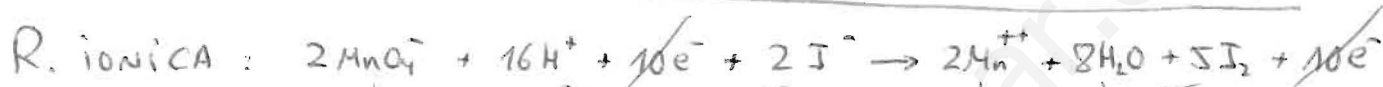
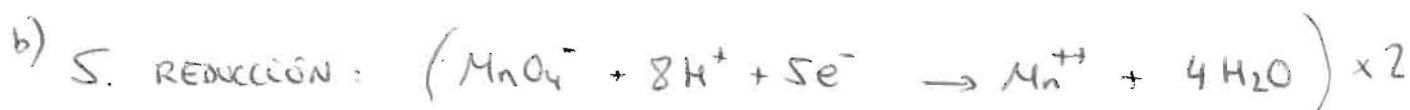
- La variación de entalpía de la reacción se hace más negativa, es decir, la reacción se hace más exotérmica y por tanto es más rápida.
- Disminuye la energía de activación del proceso y aumenta la velocidad del mismo.

OPCIÓN 2



a) KMnO_4 : oxidante

KI : reductor



$V = ?$
2M

2 moles
DATO

espectador

d)



Necesitamos 0'8 moles KMnO_4

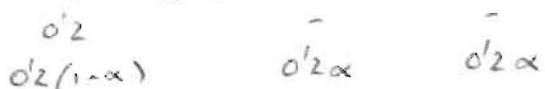
Molaridad = $\frac{\text{moles sto}}{\text{l. disolución}} \rightarrow 2 = \frac{0'8}{V} \rightarrow 0'4 \text{ litros } \text{KMnO}_4$

$\textcircled{2}$



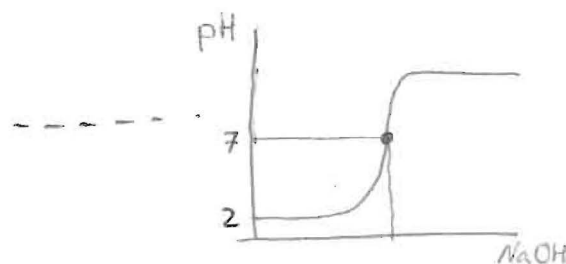
$\alpha = 0'01 \quad (1\%)$

a)



$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} = \frac{0'2\alpha \cdot 0'2\alpha}{0'2/(1-\alpha)} = 2'02 \cdot 10^{-5}$

b) Valoración AF y B.F.



③



$$\Delta H_{\text{Reacción}}^{\circ} = n_p \sum \Delta H_f^{\circ}(\text{prod}) - n_r \sum \Delta H_f^{\circ}(\text{reactivos})$$

$$\Delta H : 2 \cdot (-285'8) + 0 - 2(-187'8) = -196 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H < 0 \Rightarrow \text{EXOTÉRMICO}$$

ENTROPÍA :

$$\Delta S_{\text{Reacción}}^{\circ} = 2 \cdot (70) + 205 - 109'6 = 235'4 \frac{\text{J}}{\text{mol}^{\circ}\text{K}}$$

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

(-) (+)

$\Delta G < 0$ espontáneo
a cualquier temperatura

④



a)

S	-	-
0	S	2S

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

$$10^{-15} = 4S^3 \rightarrow \boxed{S = 6'3 \cdot 10^{-6} \text{ mol/l}} \quad \text{solubilidad } \text{Co}(\text{OH})_2$$

b)

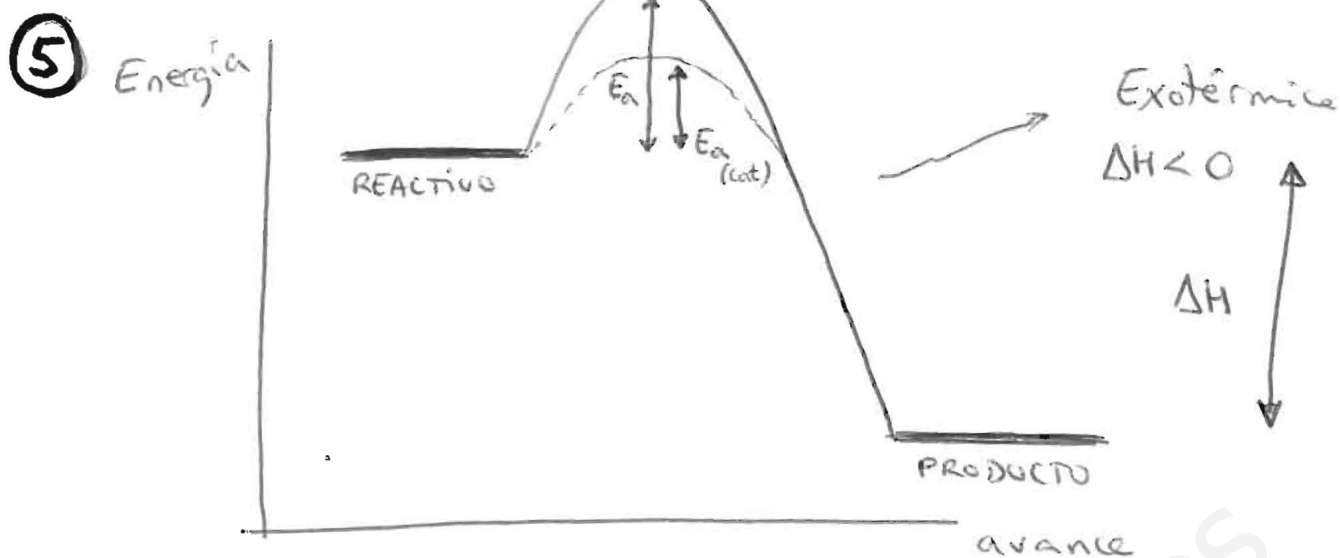
$$2S = 1'26 \cdot 10^{-5} \text{ moles } [\text{OH}^-] = 2S$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (1'26 \cdot 10^{-5}) = 4'9$$

$$\text{pH} = 9'1$$

c) Al añadir un ácido, ($\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$), disminuye $[\text{OH}^-]$, desplaza derecha, aumenta solubilidad.

c) Añadir $[\text{Co}^{++}]$ efecto ión común, desplaza izquierda, aumenta precipitado, disminuye solubilidad.



a) FALSO . ΔH no cambia

b) VERDADERO para un catalizador positivo .