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 $CO_2(g)$ y 0,01 moles de CO(g). Al calentar a 1000K se alcanza el equilibrio:

$$C\,(s) + CO_2\,(g) \rightleftharpoons 2CO\,(g)$$ y el sistema contiene 1,97 g de C sólido.

a) Calcula Kc y Kp.
b) Determina la composición en el equilibrio si la cantidad inicial de C (s) hubiese sido 1g.
c) 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 atm. L / mol. K

2. [2 PUNTOS] Se dispone de 100 ml de una disolución 0,01 M de ácido hipocloroso (HClO) ($K_a = 3.10^{-8}$).
a) Calcula el grado de disociación de dicho ácido.
b) Calcula el pH de la disolución.
c) Razona si la disolución de una sal procedente de dicho ácido (KClO) será ácida, básica o neutra.
d) Razona si un ácido HA cuya Ka fuese 10^{-14}, será un ácido más fuerte o más débil que el ácido hipocloroso.

3. [2 PUNTOS] El trifluoruro de boro y el amoniaco son compuestos gaseosos en condiciones normales.
a) Explica la forma geométrica de sus moléculas.
b) Explica cual de las dos moléculas es más polar.
c) Explica como serán los enlaces intermoleculares en cada uno de los compuestos.
d) 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^{2+} (1M) y otro electrodo de Ag sumergido en disolución de Ag^+ (1M).
a) Indica el electrodo que actúa como ánodo y el que actúa como cátodo.
b) Escribe las dos semirreacciones que tienen lugar en cada electrodo.
c) Dibuja un esquema de la pila indicando el sentido en que circulan los electrones.
d) Calcula el potencial estándar de la celda así formada.

DATOS: $E^o(Sn^{2+}/Sn) = -0,14V$; $E^o(Ag^+/Ag) = +0,80V$

5. [2 PUNTOS] Si en una reacción añadimos un catalizador, razona si son verdaderas o falsas las siguientes proposiciones:
a) La entalpía de la reacción disminuye.
b) La reacción se hace más espontánea.
c) La energía de activación aumenta.
d) Se llega más rápido al equilibrio, reactivos $\rightleftharpoons$ productos.

OPCIÓN DE EXAMEN Nº 2

1. [2 PUNTOS] En medio ácido, el ión permanganato (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.

a) ¿Reaccionará con Fe (s)?

b) ¿Reaccionará con H_2O_2?

DATOS: $E^o(MnO_4^-/Mn^{2+}) = +1,51V$; $E^o(Fe^{2+}/Fe) = -0,44V$; $E^o(O_2/H_2O_2) = +0,70V$

2. [2 PUNTOS] Dado tres elementos del Sistema Periódico: A, B, y C de números atómicos 8, 16 y 19 respectivamente.

a) Escribe sus configuraciones electrónicas en estado fundamental.

b) Razona que elemento de los tres tendrá su primer potencial de ionización mayor.

c) Indica y razona, el tipo de enlace que se forma entre los elementos A y B.

d) 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.

$$CaCO_3\,(s) \longrightarrow CaO\,(s) + CO_2\,(g)$$

a) 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%.

b) 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 (CaO) = 56,0

ΔH^o formación ($CaCO_3$) = –1209,6 Kj/mol;

ΔH^o formación (CaO) = –635,1 Kj/mol;

ΔH^o formación (CO_2) = –393,3 Kj/mol.

4. [2 PUNTOS] El hidróxido magnésico es insoluble, su producto de solubilidad vale $8,9.10^{-12}$.

a) Calcula la máxima cantidad de moles del hidróxido que podré disolver en un litro.

b) Calcula el pH de una disolución saturada de hidróxido magnésico.

c) Indica y razona algún procedimiento que incremente la solubilidad del hidróxido.

d) Razona si la adición de una sal soluble de magnesio disminuirá la solubilidad.

5. [2 PUNTOS] La siguiente fórmula molecular, $C_5H_{10}O_2$, corresponde a varios compuestos orgánicos isómeros.

a) Escribe la fórmula desarrollada de dos isómeros con grupos funcionales diferentes.

b) Nombra dichos compuestos.

c) Escribe la fórmula desarrollada de algún isómero óptico con fórmula molecular $C_5H_{10}O_2$

OPCIÓN 1

1

a)

$$C_{(s)} + CO_{2(g)} \rightleftharpoons 2\,CO_{(g)}$$

$V = 1\,l$

$T = 1000\,°K$

	$C_{(s)}$	CO_2	CO
	2g	0'1 mol	0'01 mol
moles iniciales	0'166 mol	0'1 mol	0'01 mol
EQUILIBRIO	0'166 - x	0'1 - x	0'01 + 2x

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

$x = 0'166 - 0'164 = 0'0025$ moles C reaccionan.

$x = 0'0025$

$$K_c = \frac{[CO]^2}{[CO_2]} \quad \text{(sólidos NO)}$$

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

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

b)

$$C_{(s)} + CO_{2(g)} \rightleftharpoons 2\,CO_{(g)}$$

	$C_{(s)}$	CO_2	CO
	1g	0'1 mol	0'01 mol
mol inicial	0'0833 mol	0'1 mol	0'01 + 2x
EQ.	0'0833 - x	0'1 - x	

$$K_c = \frac{[CO]^2}{[CO_2]}$$

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

No cambia nada $\Longrightarrow$ $x = 0'0025$

$$[CO_2] = \frac{0'1 - 0'0025}{1} = 0'0975\ mol/l$$

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

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

c) Disminuir V

"Aumenta P

Le Chatelier ....

Hacia menos moles gaseosos

izquierda

Disminuye [CO]

(2)

$HClO \rightleftharpoons^{H_2O} ClO^- + H_3O^+ \qquad K_a = 3\cdot10^{-8}$

a) $0'01\ M$

	−	−
$0'01(1-\alpha)$	$0'01\alpha$	$0'01\alpha$

$$K_a = \frac{[ClO^-][H_3O^+]}{[HClO]} \; ; \quad 3\cdot10^{-8} = \frac{0'01\alpha \; 0'01\alpha}{0'01(1-\alpha)} \; ; \quad (1-\alpha \approx 1)$$

$\alpha = 0'00173 \quad (0'173\%)$ grado disociación

b) $pH = -\log [H_3O^+] = -\log(0'01\alpha) = 4'76$

c) Sal $KClO \longrightarrow K^+ + ClO^-$ (Ácido débil y B. Fuerte)

Hidrolisis $\begin{cases} K^+ + H_2O \longrightarrow \text{nada} \\ ClO^- + H_2O \rightleftharpoons HClO + \boxed{OH^-} \end{cases}$ BÁSICA

d) $K_{a\,(HA)} = 10^{-14} < K'_{a\,(HClO)} = 3\cdot10^{-8}$

$\alpha < \alpha'$

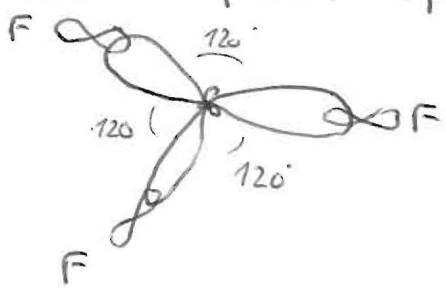
$[H_3O^+] < [H_3O^+]$

MÁS DÉBIL

HA

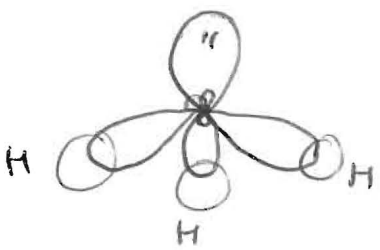
③ BF_3 Boro hibridación sp^2 → triangulo plano

a)



b) Apolar (simétria)

NH_3 Nitrógeno hibridación sp^3 → tetraédrica



POLAR

c)

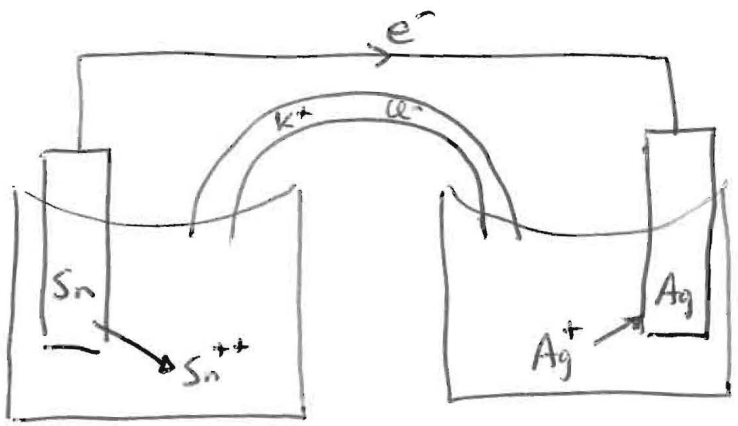
Apolar (BF_3) Fuerzas de Van der Wadls (London)

Polar (NH_3) { Fuerzas de Van der Wadls (dipolo - dipolo)
Puentes de Hidrógeno

d)

$P.E_{(NH_3)} > P.E._{(BF_3)}$ ....

④



ANODO (-)
OXIDACIÓN

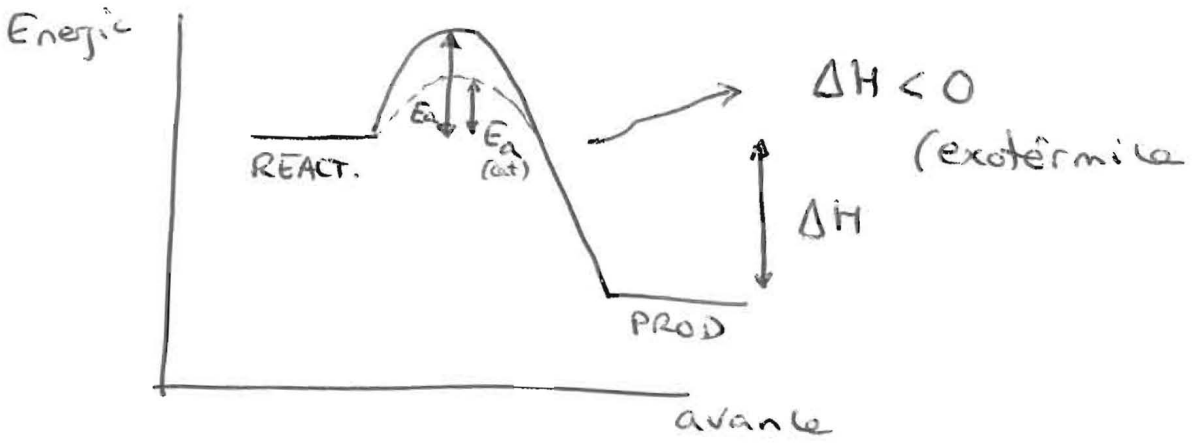
$Sn_{(s)} \rightarrow Sn^{++}_{(ac)} + 2e^-$

CATODO (+)
REDUCCIÓN

$Ag^+_{(ac)} + 1e^- \rightarrow Ag_{(s)}$

$\mathcal{E}^0_{PILA} = \mathcal{E}_+ - \mathcal{E}_- = 0'8 - (-0'14) = 0'94\ V$

(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

① $E^\circ(MnO_4^- / Mn^{++}) = +1'51\ V$

$E^\circ(O_2 \mid H_2O_2) = +0'70\ V$

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

↑ MAYOR PODER REDUCCIÓN CRECIENTE

a) S. REDUCCIÓN $\left(MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \longrightarrow Mn^{++} + 4H_2O\right) \times 2$

S. OXIDACIÓN $\left(Fe \longrightarrow Fe^{++} + 2e^-\right) \times 5$

$2MnO_4^- + 18H^+ + 10e^- + 5Fe \longrightarrow 2Mn^{++} + 8H_2O + 5Fe^{++} + 10e^-$

SÍ REACCIONA

b) S. REDUCCIÓN $\left(MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \longrightarrow Mn^{++} + 4H_2O\right) \times 2$

S. OXIDACIÓN $\left(H_2O_2 \longrightarrow O_2 + 2H^+ + 2e^-\right) \times 5$

$2MnO_4^- + 16H^+ + 10e^- + 5H_2O_2 \longrightarrow 2Mn^{++} + 8H_2O + 5O_2 + 10H^+ + 10e^-$

SÍ REACCIONA

(2) a) $A\ (Z=8): 1s^2\ 2s^2\ 2p^4$ (Anfígeno)

$B\ (Z=16): 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$ (Anfígeno)

$C\ (Z=19): 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$ (Alcalino)

b) ↑ P.I. ⟶ $A > B > C$

c) A y B (NO METAL + NO METAL) COVALENTE MOLECULAR

d) A y C (NO METAL + METAL) IÓNICO

(3) $CaCO_3(s) \xrightarrow{100\%} CaO(s) + CO_2(g)$

a) $\Delta H^\circ_{REACCIÓN} = \Delta H^\circ_f(CO_2) + \Delta H^\circ_f(CaO) - \Delta H^\circ_f(CaCO_3) =$

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

ENDOTÉRMICA

1 mol CaO = 56 g ——— 181'2 kJ

7.000.000 ——— x

+ 22.650 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 gaseosos)

$\Delta H > 0$ (endotérmica)

No puedo calcular la T, necesito conocer $\Delta S = ?$ para resolver $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S = 0$.

④ $Mg(OH)_2 \longrightarrow Mg^{++} + 2OH^-$ $\quad K_s = 8'9 \cdot 10^{-12}$

	$Mg(OH)_2$	$\longrightarrow$	Mg^{++}	+	$2OH^-$
a)	S		$-$		$-$
	$-$		S		$2S$

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

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

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

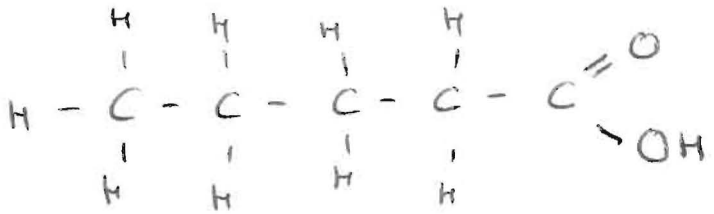
$\boxed{pH = 10'41}$

c) Añadir un ácido (AH) para que $(H^+ + OH^- \rightarrow H_2O)$ disminuya la $[OH^-]$ y se desplace hacia la derecha aumentando la solubilidad.

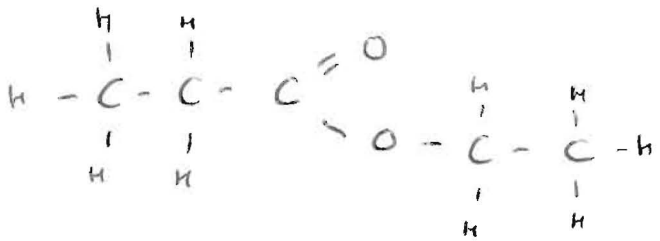
d) Efecto del ión común

Al aumentar $[Mg^{++}]$ se desplata a la izquierda precipita y disminuye la solubilidad.

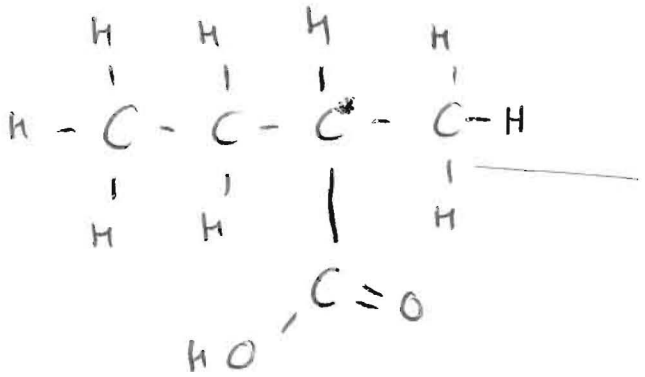
(5) $C_5H_{10}O_2$

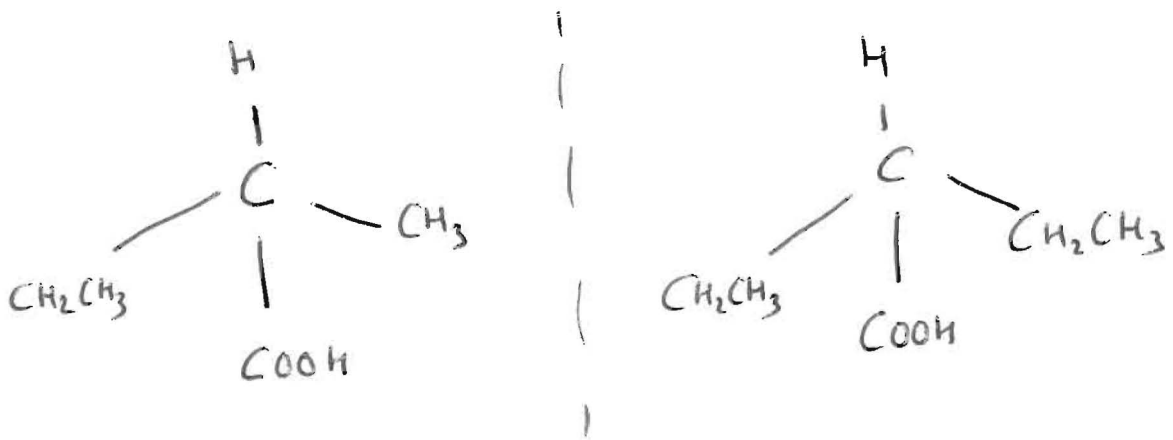


Ácido pentanoico



Propanoato de etilo



C* assimétrico o quiral

dextro (+) y levo (-)