

Se ha de elegir UNA de las dos PROPUESTAS presentadas.

Cada propuesta consta de cinco preguntas.

Cada pregunta será calificada con un máximo de dos puntos.

El tiempo disponible para la realización de la prueba es de 1,5 horas.

PROPUESTA I

1.- Responda *razonando la respuesta* a las siguientes cuestiones:

a) Indicar la geometría de las siguientes moléculas: *tricloruro de boro, fosfina (trihidruro de fósforo) y ácido sulfhídrico (dihidruro de azufre)*. (1,0 pto c/u).

Datos: Cl(Z=17); B(Z=5); P(Z=15); H(Z=1); S(Z=16)

b) ¿Cuáles de ellas son polares?. (0,5 pto)

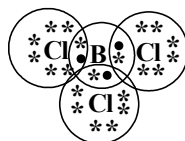
c) ¿Quién oxidará los iones de Hierro (II) a Hierro (III) el yodo o cloro? ¿Por qué?.

Datos: $E^\circ(I_2/I) = +0,54$ V; $E^\circ(Fe^{3+}/Fe^{2+}) = +0,77$ V; $E^\circ(Cl_2/Cl) = +1,36$ V.

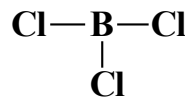
Solución:

a) El cloro tiene un electrón desapareado en la capa de valencia, mientras que el boro tiene tres electrones en su capa de valencia. Por lo tanto, el boro compartirá sus tres electrones con tres átomos de cloro y de esta manera se forman tres enlaces covalente.

Cl (Z=17): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ B (Z= 5): $1s^2 2s^2 3p^1$



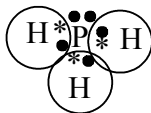
Se forman tres enlaces covalentes



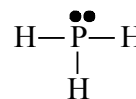
De acuerdo con la teoría de RPECV tenemos tres pares de enlace alrededor de átomo central corresponde a una estructura tipo AX_3 , en la cual los enlaces se disponen según un triángulo equilátero presentando ángulos de 120° , es decir, **geometría triangular plana**.

Según la teoría de la hibridación el átomo de boro presentaría una hibridación sp^2 , por lo tanto la **geometría es triangular plana**.

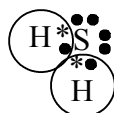
Empleando el mismo razonamiento la molécula de fosfina (PH_3) presentará cuatro pares de electrones alrededor del átomo de fósforo, uno de los cuales es un par de electrones no enlazante (par solitario), estructura AX_3E , por lo tanto presenta una **geometría de pirámide trigonal (pirámide triangular)**. Según la teoría de la hibridación el átomo de fósforo presenta una hibridación sp^3 , pero al tener un par de electrones no enlazantes (par solitario) no puede ser tetraédrica, sino **pirámide trigonal (pirámide triangular)**.



Se forman tres enlaces covalentes y queda un par no enlazante (par solitario)



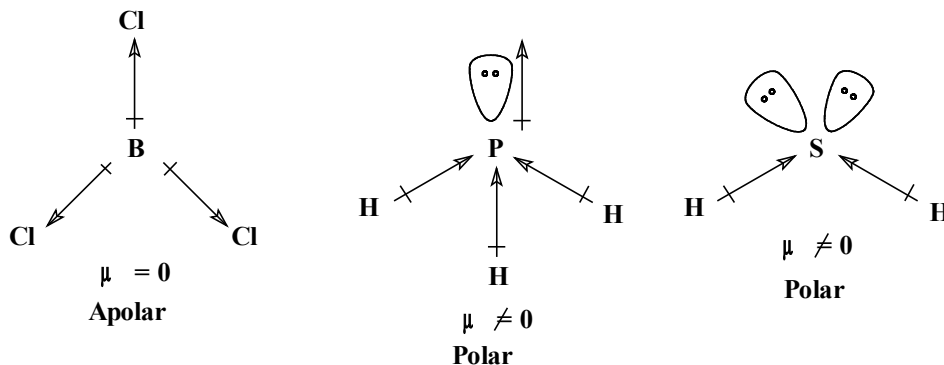
En el caso del ácido sulfhídrico (H_2S), también tiene cuatro pares de electrones alrededor del átomo de azufre, pero en este caso hay dos pares de electrones no enlazantes (par solitario) por lo tanto corresponde a una estructura tipo AX_2E_2 , presentando un **geometría angular**. La teoría de la hibridación el átomo de azufre presentaría una hibridación sp^3 pero al tener solamente dos pares de electrones de enlace y dos pares de electrones no enlazantes la geometría molecular es **angular**.



Se forman dos enlaces covalentes y quedan dos par no enlazante (par solitario)



- b) La molécula de BCl_3 al ser triangular plana los tres dipolos $\text{B} - \text{Cl}$ se anulan entre sí y por lo tanto la molécula es **apolar**. En el caso de la fosfina, al ser la geometría pirámide triangular los tres dipolos $\text{H} - \text{P}$ se combina con el dipolo debido al par solitario y tendremos una molécula **polar**. El sulfuro de hidrógeno presenta una molécula angular debido a los dos pares solitarios del azufre y los dos dipolos $\text{H} - \text{S}$ no se anulan y por lo tanto la molécula es **polar**.



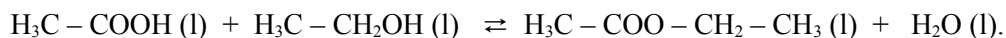
- c) El yodo de acuerdo con su valor del potencial es un oxidante demasiado débil como para oxidar el Fe^{2+} a Fe^{3+} . Como $E^\circ(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) > E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+})$ el cloro si será capaz de oxidar el Fe^{2+} a Fe^{3+} .

----- 0000000 -----

2.- El acetato de etilo (etanoato de etilo) es un compuesto que se emplea como disolvente en la industria de pinturas y barnices. Se obtiene por reacción entre el ácido acético (ácido etanoico) y el etanol para dar etanoato de etilo y agua. Sabiendo que una vez transcurrido cierto tiempo se alcanza el equilibrio, responde a las siguientes cuestiones:

(0,5 ptos c/u)

- a) Escribe la reacción química del equilibrio.



- b) Si tenemos en cuenta que todos los compuestos presentes en el equilibrio se encuentran en estado líquido,

¿en qué sentido desplazaría el equilibrio un aumento de presión?.

Al estar todas las especies químicas en estado líquido un aumento de la presión no afecta al equilibrio.

- b) Si la reacción es de orden 1 con respecto al ácido acético (ácido etanoico) y de orden 1 con respecto al etanol, escribe la ecuación de velocidad de la reacción.

La ecuación de velocidad es: $v = k [\text{H}_3\text{C} - \text{COOH}][\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}]$

- c) Indica a qué tipo de reacción orgánica pertenece esta reacción.

*Se trata de una **reacción de condensación** (reacción de esterificación).*

----- 0000000 -----

3.- Un compuesto orgánico tiene la siguiente composición centesimal: C: 68,18%; H: 13,64% y O: 18,18%. Si sabemos que 2 gramos de ese compuesto ocupan un volumen de 1,44 litros a 500 °C y 1 atm de presión.

Se pide:

- a) Determinar su fórmula molecular. (1,25 ptos)

- b) Si dicho compuesto presenta un carbono quiral indica su fórmula estructural y nómbralo. (0,75 ptos).

Datos: masas atómicas C = 12 u; O = 16 u; H = 1 u.

R = 0,082 atm.l/mol.K

Solución.

- a) En primer lugar procedemos a determinar la fórmula empírica del producto a partir de los porcentajes.

$$C = \frac{68,18}{12} = 5,682 \quad \frac{5,682}{1,136} = 5$$

$$H = \frac{13,64}{1} = 13,64 \quad \frac{13,64}{1,136} = 12$$

$$O = \frac{18,18}{16} = 1,136 \quad \frac{1,136}{1,136} = 1$$

Luego la fórmula empírica es: $C_5H_{12}O$

Para calcular la fórmula molecular procedemos a determinar la masa molecular del compuestos a partir del volumen que ocupan los 2 g del compuesto en las condiciones indicadas haciendo uso de la ecuación de los gases ideales:

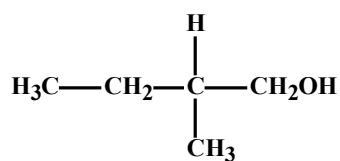
$$P.V = n.R.T \quad \text{donde:} \quad P.V = \frac{g}{M} R.T$$

Sustituyendo valores tendremos que:

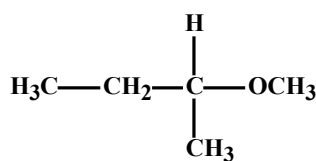
$$M = \frac{g.R.T}{P.V} = \frac{2 \text{ g} \cdot 0,082 \cdot 773}{1 \cdot 1,44} = 88 \text{ g/mol}$$

Como la masa molecular de la fórmula empírica es: $5 \times 12 + 12 \times 1 + 1 \times 16 = 88$, y por lo tanto coincide con la masa molecular obtenida 88 en consecuencia la fórmula molecular coincide con la fórmula empírica.

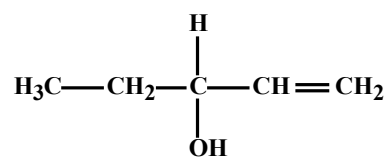
b) Si el compuesto presenta un carbono quiral, su fórmula estructural tendrá un carbono rodeado de 4 grupos diferentes, como además la molécula es saturada y contiene un átomo de oxígeno será un alcohol o un éter. Luego entre las posibles estructuras tenemos:



2-Metilbutanol



Metoxi 1-metilpropilo
(metil 1-metilpropil éter)



1-Penten-3-ol (Pent-1-en-3-ol)

----- 0000000 -----

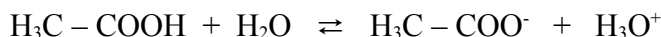
4.- Dada una disolución acuosa de ácido acético ($H_3C - COOH$) 2 M a 25 °C. Se pide:

a) Escribir la reacción y calcular el grado de ionización. (1,25 pts)

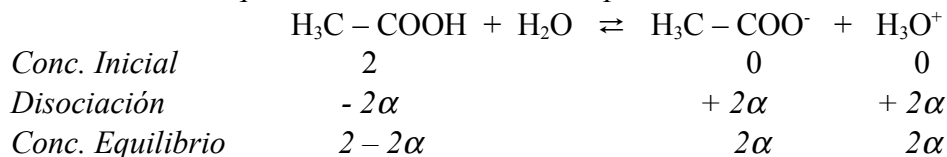
b) Calcular el pH. (0,75 pts)

Dato: $K_a = 1,85 \cdot 10^{-5}$ a 25 °C.

a) La reacción correspondiente a la disolución acuosa es:



Como nos indican que la concentración es 2 M procedemos a realizar el balance de equilibrio:



La expresión de la constante ácida sería:

$$K_a = \frac{[H_3C - COO^-][H_3O^+]}{[H_3C - COOH]} = \frac{4\alpha^2}{2(1-\alpha)} = \frac{2\alpha^2}{(1-\alpha)} = 1,85 \cdot 10^5$$

Teniendo en cuenta que se trata de un ácido débil podemos hacer la aproximación: $1 - \alpha \cong 1$ y nos quedaría que:

$$\alpha = 3,04 \cdot 10^{-3}$$

b) Conocido el grado de ionización tenemos que la concentración de iones hidronio es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 2\alpha = 2 \times 3,04 \cdot 10^{-3} = 6,08 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{Luego, } \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (6,08 \cdot 10^{-3}) = 3 - \log 6,08 = 3 - 0,78 = 2,22$$

----- 0000000 -----

5.- El carbonato cálcico se emplea para la obtención de la cal viva (CaO), según la reacción:



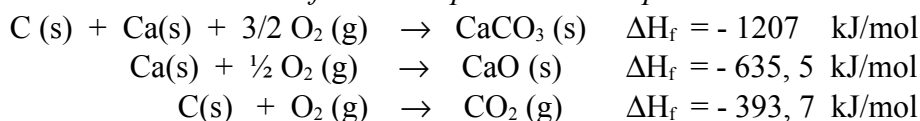
Sabiendo que la entalpía de formación del carbonato cálcico es -1207 kJ/mol y que las entalpías de formación del $\text{CaO}(\text{s})$ y del $\text{CO}_2(\text{g})$ son respectivamente $-635,5 \text{ kJ/mol}$ y $-393,7 \text{ kJ/mol}$, calcular, haciendo uso de la ley de Hess:

- La variación de entalpía correspondiente a la reacción indicada.
- ¿Qué cantidad de calor se requerirá para descomponer 1 kg de CaCO_3 .

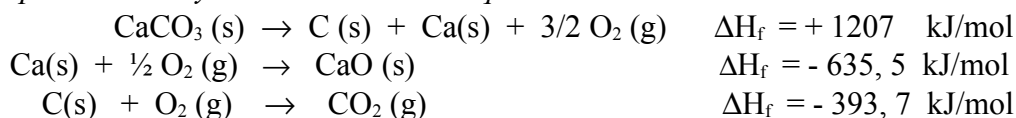
Datos: M. at(C) = 12; M. at(O) = 16; M. at(Ca) = 40

Solución.

a) Como nos piden la entalpía que acompaña al proceso haciendo uso de la ley de Hess, tendremos que escribir las reacciones de formación para cada compuesto:



Aplicando la ley de Hess tendríamos que:



De donde resulta que: $\Delta H_{\text{reacción}} = 177,8 \text{ kJ/mol}$

b) Sabiendo que para descomponer un mol de carbonato cálcico se requieren 177 kJ, para descomponer 1 kg (1000 g) de mismo se requerirán:

$$\frac{1 \text{ mol de CaCO}_3}{177 \text{ kJ}} = \frac{1000 \text{ g}}{100 \text{ g/mol} \cdot x \text{ kJ}}$$

De donde tenemos que $x = 1770 \text{ kJ}$

----- 0000000 -----

PROPUESTA II

1- Responda de forma razonada a las siguientes cuestiones: (0,5 ptos c(u))

- a) Indica cuales de las siguientes especies químicas presenta un enlace iónico: **Ácido clorhídrico (cloruro de hidrógeno); Bromuro de rubidio; Tetracloruro de carbono (cloruro de carbono (IV)).**
 Datos: H(Z=1); Cl(Z=17); C(Z=6); Rb(Z=37); Br(Z=35)
- b) En la reacción que se indica predice de forma razonada si el proceso que se produce es espontáneo o no:

$$\text{CaO (s)} + 3 \text{C (s)} \rightleftharpoons \text{CaC}_2 \text{(s)} + \text{CO (g)} \quad \Delta H^\circ = + 462 \text{ kJ/mol}$$
- c) Indicar el carácter ácido, básico ó neutro de una disolución acuosa de cloruro amónico (*cloruro de amonio*).
- d) Escribe el equilibrio de solubilidad de la cal húmeda [Hidróxido de calcio (Dihidróxido de calcio)] y expresa la solubilidad en función de la constante de solubilidad (Kps).

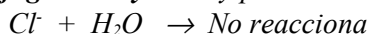
Solución.

- a) Para el HCl, teniendo en cuenta sus configuraciones electrónicas: H: $1s^1$ y Cl: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$, al hidrógeno le falta un electrón para adquirir la configuración estable de gas noble (He) y el Cl tiene 7 e⁻ en la capa más externa por lo que también le falta un electrón para adquirir la configuración de gas noble. Como ambos elementos tienen tendencia a captar un electrón es de esperar entre ellos un **enlace covalente**.

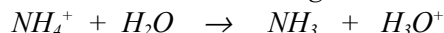
En el compuesto RbBr, las configuraciones electrónicas son: Rb: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$ y Br: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$. El Rubidio tiene un electrón en su capa más externa y tenderá a cederlo para así adquirir la configuración de gas noble y formará el ión **Rb⁺**. El Bromo como tiene 7 electrones en la capa más externa tenderá a adquirir un electrón para obtener la configuración estable de gas noble y formará el ión **Cl⁻**. Por lo tanto entre estos dos elementos se formará un **enlace iónico**.

En el compuesto CCl₄ el carbono tiene una configuración electrónica: C: $1s^2 2s^2 2p^2$, tiene 4 electrones en la capa más externa, mientras que el cloro como ya se ha indicado, tiene 7 electrones en su capa más externa, en consecuencia entre dichos elementos se formará un **enlace covalente**.

- b) Teniendo en cuenta que se trata de una reacción endotérmica ($\Delta H > 0$) y cualitativamente es de esperar que haya un aumento de la entropía ($\Delta S > 0$) ya que pasamos de reactivos en estado sólido a productos, unos de los cuales se encuentra en estado gaseoso, por lo cual es de esperar un mayor desorden. De acuerdo con la expresión de la energía libre de Gibbs ($\Delta G = \Delta H - T \times \Delta S$), la espontaneidad de la reacción dependerá de los valores absolutos de los términos entálpicos y entrópicos, en el sentido de que si: $|\Delta H| > |T\Delta S|$, entonces será $\Delta G > 0$ y la reacción **no será espontánea**. Sin embargo, si se cumple que $|\Delta H| < |T\Delta S|$, entonces tendremos que $\Delta G < 0$, y entonces **será espontánea**. Como en nuestro caso el término entálpico es positivo y el término entrópico también, pero al tener el signo negativo delante la variación de energía libre dependerá del valor de la temperatura.
- c) La disociación de la sal de NH₄Cl dará lugar a los iones cloruro (Cl⁻) y amonio (NH₄⁺). El ión cloruro proviene de un ácido muy fuerte (HCl) por lo tanto según la teoría de Brønsted-Lowry se comporta como **unabase conjugada muy débil** y por lo tanto no da reacción con el agua:

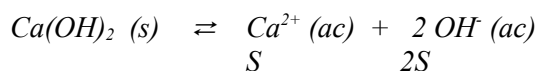


El ión amonio proviene de una base débil (NH₃) por lo tanto se comporta como un **ácido conjugado fuerte** que producirá hidrólisis con el agua:



En consecuencia la disolución tendrá carácter **ácido**.

- d) El equilibrio de solubilidad del hidróxido de calcio es:



Si aplicamos la expresión de la constante del producto de solubilidad tendremos que:

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] [\text{OH}^-]^2 = (\text{S}) (2\text{S})^2 = 4\text{S}^3 \quad \text{de donde despejando S tendremos que:}$$

$$\text{S} = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}}$$

----- 0000000 -----

2.- Responda razonando la respuesta a las siguientes cuestiones:

a) La reacción entre el cloro y el hidrógeno para dar ácido clorhídrico (cloruro de hidrógeno) sigue una cinética de primer orden con respecto al cloro y también con respecto al hidrógeno. Escribir la reacción e indicar la ecuación de velocidad de la misma. Al disminuir la concentración de los reactivos la velocidad ¿aumenta o disminuye?. (0,75 pts)

Solución.

La reacción ajustada: $\frac{1}{2} \text{Cl}_2 (\text{g}) + \frac{1}{2} \text{H}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{HCl} (\text{g})$ (también se admite $\text{Cl}_2 (\text{g}) + \text{H}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{HCl} (\text{g})$)

La ecuación de velocidad es:

$$V = k [\text{Cl}_2][\text{H}_2]$$

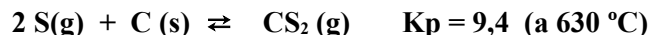
Al disminuir la concentración de los reactivos disminuye el número de colisiones entre las moléculas de los reactivos, y en consecuencia, la velocidad disminuye.

b) ¿Por qué el agua es un líquido en condiciones normales y el sulfuro de hidrógeno es un gas?. Explicarlo en función de las fuerzas intermoleculares. (0,5 pts)

Solución.

Tanto el agua como el sulfuro de hidrógeno con molecular polares que presentan una geometría similar. Difieren en la masa molecular ($\text{H}_2\text{O} = 18 \text{ u}$) y ($\text{H}_2\text{S} = 34 \text{ u}$) y las fuerzas intermoleculares serían similares, con la característica desde el punto de vista químico de que en el caso del agua se pueden formar **enlaces de hidrógeno** entre las moléculas, mientras que en el caso del sulfuro de hidrógeno no sucede. Al ser los enlaces de hidrógeno fuerzas intermoleculares más intensas que las fuerzas de Van der Waals determina que el agua sea líquida y el H_2S no.

c) El disulfuro de carbono es un compuesto que se emplea fundamentalmente como disolvente ya que a temperatura ambiente es un líquido. Para prepararlo se calienta azufre sobre carbón a $630 \text{ }^\circ\text{C}$ mediante la siguiente reacción:



Escribe las expresiones de K_c y K_p .

$$K_c = \frac{[\text{CS}_2]}{[\text{S}]^2} \quad \text{y} \quad K_p = \frac{P_{\text{CS}_2}}{(P_{\text{S}})^2}$$

d) Si tenemos el siguiente equilibrio: $2 \text{NO}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4 (\text{g})$ y sabemos que $K_p = 0,15$ a $25 \text{ }^\circ\text{C}$, ¿en que sentido evolucionará, hasta alcanzar el equilibrio, una mezcla de los dos gases cuya presión parcial es de 1 atm para cada uno?.

Para poder determinar si en las condiciones indicadas el sistema se encuentra en equilibrio procedemos a calcular el valor del cociente de reacción Q :

$$Q = \frac{[\text{N}_2\text{O}_4]}{[\text{NO}_2]^2} = \frac{1}{(1)^2} = 1$$

Como Q es distinto de K_p podemos decir que el sistema no se encuentra en equilibrio y como además $Q > K_p$ podemos decir que la reacción se encuentra desplazada de **derecha a izquierda**.

----- 0000000 -----

3.- A $25 \text{ }^\circ\text{C}$ y 1 atm el N_2O_4 esta disociado en un 20% según la reacción: $\text{N}_2\text{O}_4 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2 (\text{g})$

Determinar:

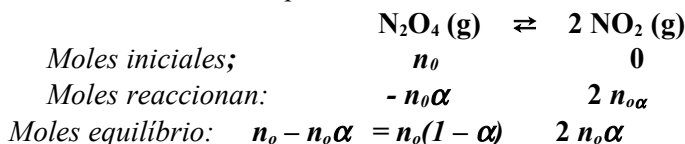
a) Las presiones parciales de los gases en el equilibrio. (1,25 pts)

b) El valor de K_c y K_p . (0,75 pts).

Solución

a) En el equilibrio correspondiente a la disociación hemos de tener en cuenta que se disocia en un 20%, por lo cual debemos expresar las concentraciones en función de grado de disociación (α):

El equilibrio de disociación es pues:



Como vamos a proceder al cálculo de K_p , haremos uso de la expresión de las presiones parciales que a su vez vienen dadas en función de las fracciones molares, por lo cual se recomienda calcular el número

total de moles.

$$N^{\circ} \text{ total de moles} = n_T = n_o(1 - \alpha) + 2 n_o\alpha = n_o(1 + \alpha)$$

Las presiones parciales de cada uno de los componentes de la mezcla viene dada por:

$$P_{N_2O_4} = \chi_{N_2O_4} \cdot P_{\text{total}} = \frac{n_o(1 - \alpha)}{n_o(1 + \alpha)} \cdot P_{\text{total}} = \frac{(1 - \alpha)}{(1 + \alpha)} \cdot P_{\text{total}}$$

$$P_{NO_2} = \chi_{NO_2} \cdot P_{\text{total}} = \frac{2 n_o\alpha}{n_o(1 + \alpha)} \cdot P_{\text{total}} = \frac{2 \alpha}{(1 + \alpha)} \cdot P_{\text{total}}$$

Si tenemos en cuenta que se encuentra disociado en un 20%, entonces tendremos que $\alpha = 0,20$. Sustituyendo en las expresiones de las presiones parciales tendremos que:

$$P_{NO_2} = 0,67 \text{ atm.}$$

$$P_{N_2O_4} = 0,33 \text{ atm}$$

Sustituyendo en la expresión de K_p :

$$K_p = \frac{(P_{NO_2})^2}{P_{N_2O_4}} = \frac{\left[\frac{2 \alpha}{(1 + \alpha)} \cdot P_{\text{total}} \right]^2}{\frac{(1 - \alpha)}{(1 + \alpha)} \cdot P_{\text{total}}} = \frac{4 \alpha^2 \cdot P_{\text{total}}}{(1 - \alpha)(1 + \alpha)} = \frac{4 \alpha^2}{(1 - \alpha^2)} \cdot P_{\text{total}}$$

b) Sustituyendo valores nos queda:

$$K_p = \frac{4 \cdot (0,2)^2}{1 - (0,2)^2} \times 1 = 0,167$$

Para calcular K_c hacemos uso de la ecuación que relaciona las dos formas de expresar la constante de equilibrio:

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$$

Sustituyendo valores nos queda:

$$0,167 = K_c (0,082 \cdot 298)^1 \text{ de donde: } K_c = 6,83 \cdot 10^{-3}$$

----- 0000000 -----

4.- A 25 °C se disuelven 0,17 g de amoníaco en agua hasta formar un litro de disolución. Si sabemos que dicha disolución se encuentra disociada en un 4,3%, calcular:

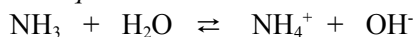
a) El pH de la disolución.

b) La constante de ionización del amoníaco (K_b) a la temperatura indicada.

Solución.

a) Primero procedemos a calcular la concentración de la disolución a partir de los datos:

N° de moles = $n = 0,17/17 = 0,01 \text{ M}$ y si la disolución se encuentra disociada en un 4,3% tendremos entonces que $\alpha = 0,043$. Escribimos el equilibrio de disociación:



$$\text{Concentración inicial:} \quad c_o \quad \text{---} \quad 0 \quad 0$$

$$\text{Disociación:} \quad -c_o\alpha \quad \quad \quad +c_o\alpha \quad +c_o\alpha$$

$$\text{Concentración equilibrio:} \quad c_o(1 - \alpha) \quad \quad \quad c_o\alpha \quad c_o\alpha$$

Como conocemos $c_o = 0,01 \text{ M}$ y $\alpha = 0,043$ tendremos que $[OH^-] = 0,01 \times 0,043 = 4,3 \cdot 10^{-4}$

Entonces el $pOH = -\log [OH^-] = -\log (4,3 \cdot 10^{-4}) = 4 - \log 4,3 = 4 - 0,633 = 3,367$

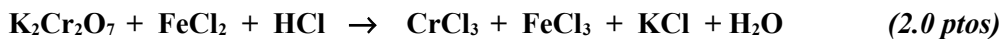
Como $pH + pOH = 14$, el pH de la disolución es: $pH = 14 - 3,367 = 10,633$.

b) Para calcular la constante de ionización del amoníaco tendremos que aplicar el concepto de equilibrio:

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = \frac{(4,3 \cdot 10^{-4})(4,3 \cdot 10^{-4})}{0,01(1 - 0,043)} = 1,93 \cdot 10^{-5}$$

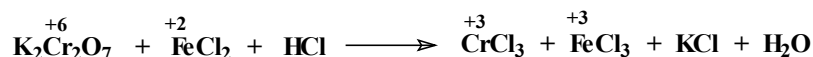
----- 0000000 -----

5.- Ajusta por el método del ion-electrón las siguientes reacciones en medio ácido, y señala los agentes oxidantes en cada una de ellas.



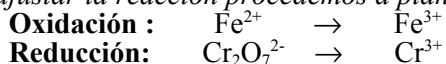
Solución.

Indicamos los números de oxidación de cada especie para así determinar quién se oxida y quién se reduce

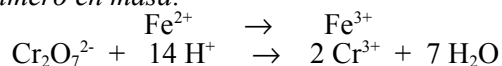


Como el **Cromo** se reduce al pasar su número de oxidación de +6 a +3 podemos decir que el **cromato potásico (K₂CrO₄) es el agente oxidante**. Asimismo el **Hierro** es el que se oxida al pasar su número de oxidación de +2 a +3.

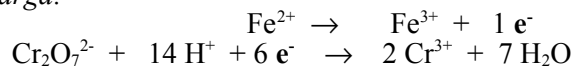
Para ajustar la reacción procedemos a plantear las semirreacciones de oxidación y reducción:



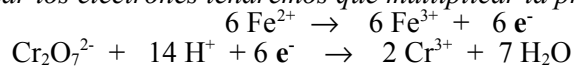
Ajustamos primero en masa:



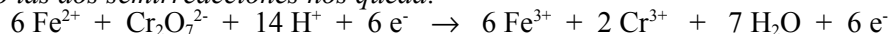
Después en carga:



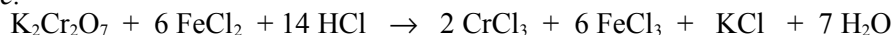
Para balancear los electrones tendremos que multiplicar la primera semirreacción por 6 y nos queda:



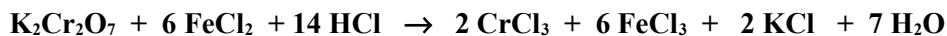
Sumando las dos semirreacciones nos queda:



De donde:



Hay que tener en cuenta una especie que no interviene en el proceso de oxidación-reducción, el **KCl** y tendremos que hacer un nuevo ajuste por tanteo y quedará:



----- 0000000 -----

**PRUEBAS DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD
L.O.G.S.E.**

CURSO 2009-2010 - CONVOCATORIA:

QUÍMICA

CRITERIOS ESPECÍFICOS DE CORRECCIÓN

PROPUESTA I.

- 1) apartado a) Razonamiento correcto de la geometría de cada compuesto 0,33 puntos.
 Apartado b) Razonamiento correcto polaridad 0,5 puntos.
 Apartado c) Razonamiento correcto oxidante 0,5 puntos.
- 2) Cada apartado bien razonado y correcto 0,5 puntos
- 3.- apartado a) Obtención razonada fórmula empírica 0,85 puntos
 Obtención masa molecular y formula molecular 0,4 puntos.
 Apartado b) Razonamiento fórmula estructural y nombre 0,75 puntos.
- 4.- Apartado a) 1,25 puntos.
 Apartado b) 0,75 puntos.
- 5 a) Cálculo de entalpías según Ley de Hess 1,40 puntos.
 Cálculo correcto pero no emplea Ley de Hess 0,70 puntos.
 b) Cálculo correcto 0,60 puntos

----- 0000000 -----

PROPUESTA II.

- 1) Cada apartado bien razonado y correcto 0,5 puntos.
- 2) apartado a) Reacción bien formulada, ajustada y ecuación velocidad..... 0,5 puntos.
 Modificación velocidad razonado..... 0,25 punto.
 Apartado b) Razonamiento correcto 0,5 puntos.
 Apartado c) Calculo correcto de K_c y K_p 0,5 puntos.
 Apartado d) Razonamiento correcto a partir del valor de Q 0,5 puntos.
- 3) Apartado a) Cálculo de las presiones parciales correcta 1,25 puntos.
 Apartado b) Cálculo correcto de las constantes 0,75 puntos
- 4) Apartado a) Cálculo correcto del pH..... 1,40 puntos.
 Apartado b) Cálculo de la constante 0,60 puntos.
- 5) a) Especie oxidante 0,2 puntos.
 a) Especie reductora 0,2 puntos.
 a) Especie que se oxida 0,2 puntos.
 a) Especie que se reduce 0,2 puntos.
 b) Cada semirreacción 0,4 puntos.
 b) Reacción global 0,4 puntos.