

INSTRUCCIONES GENERALES Y VALORACIÓN

Se ha de elegir UNA de las dos PROPUESTAS presentadas. Cada propuesta consta de cinco preguntas. Cada cuestión o problema será calificada sobre un máximo de dos puntos. El tiempo disponible para la realización de la prueba es de 1.5 horas.

PROPUESTA I

a).Justifica la geometría de las siguientes especies químicas: SH₂ ; NCl₃ ; acetona (propanona)

b) Completa la siguiente tabla señalando si o no en las casillas correspondientes:

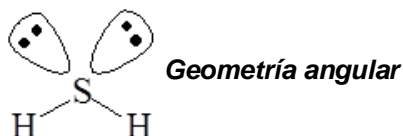
Compuesto	Es polar	Es apolar	Forma puente de hidrógeno
H ₂ S	Si	No	No
NCl ₃	Si	No	No

Solución.

a) Teniendo en cuenta que el azufre presenta seis electrones en su capa más externa, mientras que el hidrógeno solo dispone de un solo electrón en su capa más externa tendremos que el número total de electrones de la capa de valencia son:



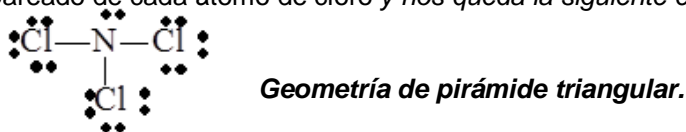
Como el S es el elemento más electronegativo lo situamos en el centro y los unimos al S con 2 enlaces, lo cual implica 4 electrones con los cual nos quedan otros 4 electrones que darán lugar a dos pares de electrones solitarios o no enlazantes. Desde el punto de vista de la hibridación el S al tener seis electrones en la capa más externa, 3s² 3p⁴ presentará una hibridación sp³ con dos orbitales con un electrón desapareado cada uno y con dos orbitales con un par de electrones no enlazantes. Por lo tanto la geometría para la molécula de SH₂ será entonces:



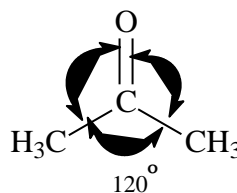
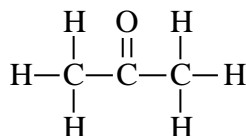
En la molécula de NCl₃ el nitrógeno tiene 5 e⁻ de valencia, y por su parte el cloro tiene 7 e⁻ de valencia, por lo tanto tendremos que el número total de electrones de valencia es:



Como el N es menos electronegativo que el Cl lo situamos en el centro de la estructura y lo unimos a los átomos de Cl con tres enlaces que implican seis electrones, y nos quedan 20 electrones que distribuimos entre los átomos de cloro hasta completar el octeto (18 e⁻) y nos queda un par que situamos sobre el N que se esa manera también completa el octeto. Desde el punto de vista de la hibridación, el átomo nitrógeno presentará una hibridación sp³ con tres orbitales con un electrón desapareado y un orbital con un par no enlazante. Los tres enlaces se forman por el apareamiento de los tres electrones de N con el electrón desapareado de cada átomo de cloro y nos queda la siguiente estructura de Lewis:

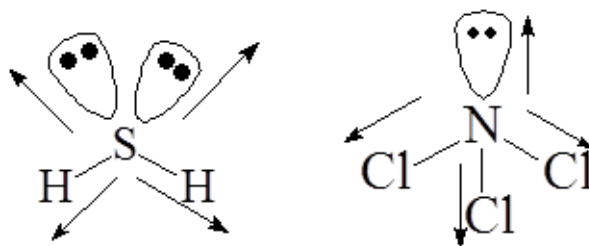


En la propanona, $\text{H}_3\text{C} - \text{CO} - \text{CH}_3$, cada átomo de carbono presenta 4 electrones de valencia, de tal forma que en cada grupo metilo, el carbono compartirá un electrón con cada átomo de hidrógeno y el cuarto electrón restante lo compartirá con el carbono del grupo carbonilo ($-\text{CO}-$) formando de esa manera cuatro enlaces covalentes y completando el octeto. El átomo de carbono del grupo carbonilo compartirá un electrón con cada carbono de los grupos metilo formando dos enlaces covalentes y los dos electrones restantes los compartirá con el átomo de oxígeno. De esta manera el átomo de carbono del grupo carbonilo estará rodeado de tres grupos de electrones y por lo tanto la geometría será **triangular plana**. Desde el punto de vista de la teoría de la hibridación, el átomo de carbono del grupo carbonilo presenta una hibridación sp^2 , en la cual tres electrones situados en los orbitales híbridos se solapan con los dos carbonos y el oxígeno y el cuarto electrón situado en un orbital p se solapa con un orbital p del oxígeno dando lugar a la formación de un enlace π .



- b) La molécula de H_2S presenta dos enlaces y dos pares solitarios y al ser la distribución angular dará lugar a un molécula **polar**, pero los enlaces $\text{H} - \text{S}$ no tiene la necesaria diferencia de electronegatividad para formar enlaces de hidrógeno, por lo tanto **no forma enlaces de hidrógeno**.

La molécula de NCl_3 presenta tres enlaces y un par solitario (no enlazante) formando una pirámide triangular lo cual determina que la molécula sea **polar** y como no hay átomos de hidrógeno **no presenta enlaces de hidrógeno**.



Puntuación máxima por apartado: a) 1,2 puntos; b) 0,8 puntos.

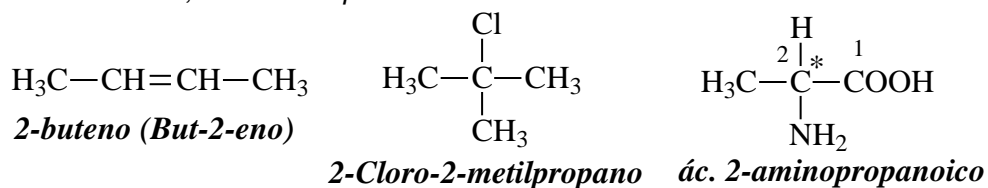
2.- Responde de forma razonada a las siguientes cuestiones:

- a) Indica cuáles de los siguientes compuestos presentan un carbono quiral:
 2-buteno (*but-2-eno*) 2-cloro-2-metilpropano ácido 2-aminopropanoico
- b) Las energías de activación de dos reacciones son 170 y 28 kJ/mol ¿Cuál de las dos es la más rápida?
- c) Completa las siguientes reacciones e indica el tipo de reacción:
 $\text{H}_3\text{C} - \text{CH} = \text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (catalizado por H_2SO_4) \rightarrow
- $\text{H}_3\text{C} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 + \text{Cl}_2$ (en presencia de luz ultravioleta) \rightarrow + HCl
- d) ¿Cuál es la reacción iónica de la pila compuesta por los pares (Cd^{2+}/Cd) y (Cu^{2+}/Cu)?. ¿Cuál será el ánodo y cuál será el cátodo),

Datos: $E^\circ(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,40 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,35 \text{ V}$.

Solución.

- a) Si escribimos las estructuras desarrolladas de los compuestos indicados y teniendo en cuenta que un **carbono quiral** (carbono asimétrico) es aquel carbono que se encuentra unido a cuatro átomos o grupos de átomos diferentes, tendremos que:

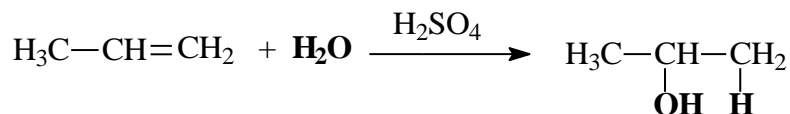


Por lo tanto el único compuesto que presenta un carbono quiral (que señalamos con un *) será el **ácido 2-amino propanoico**.

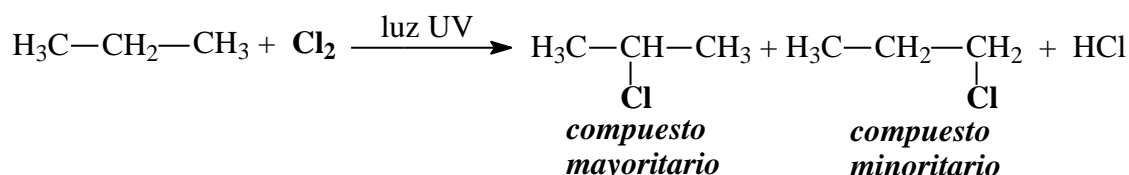
- b) La energía de activación de una reacción según la teoría de las colisiones determina la velocidad de reacción en el sentido de que **cuanto mayor sea la energía de activación menor será la velocidad de**

la misma, por lo tanto podemos deducir que la reacción más rápida será aquella en la que $E_a = 28$ kJ/mol.

- c) La primera reacción es una reacción de adición de agua a un alqueno para dar lugar a la formación de un alcohol. Se trata de una **reacción de adición** al doble enlace y la reacción completa es:



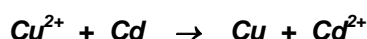
La segunda reacción es una reacción de halogenación (en este caso cloración) de un alcano para dar un haluro de alquilo que resulta de la sustitución de un hidrógeno del alcano por un átomo de cloro, se trata pues, de una **reacción de sustitución**. La reacción completa es:



- d) Teniendo en cuenta los valores de los potenciales estándar, al ser $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) > E^\circ(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd})$ podemos deducir que el **cátodo** es el electrodo de cobre y el **ánodo** es el electrodo de cadmio y por lo tanto las semirreacciones que tienen lugar son:

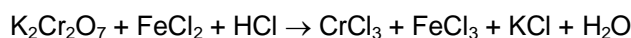


Por lo tanto la reacción iónica de la pila es:



Puntuación máxima por apartado: 0.5 puntos.

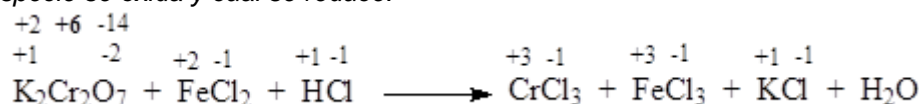
- 3.- Dada la siguiente reacción redox, y haciendo uso del método del ión electrón



- Indica la especie que se oxida y la que se reduce, así como la especie oxidante y la reductora
- Escribe la reacción global ajustada
- Nombra cada uno de los compuestos que intervienen en dicha reacción.

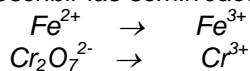
Solución.

- a) En primer lugar procedemos a determinar los número de oxidación de cada especie para deducir que especie se oxida y cual se reduce:

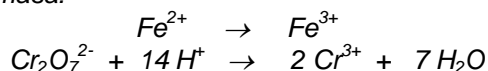


En el dicromato potásico el cromo pasa de estado de oxidación +6 a estado de oxidación +3 por lo tanto es la **especie que se reduce** y en consecuencia es el **agente oxidante**. Por otro lado, el hierro pasa de estado de oxidación +2 a estado de oxidación +3 por lo tanto es la **especie que se oxida**, es decir, es el **agente reductor**.

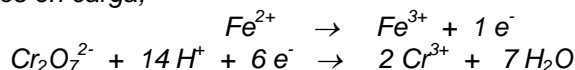
Procedemos a escribir las semirreacciones de oxidación y reducción que son:



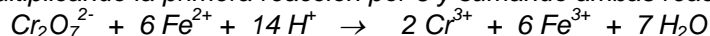
Ajustamos en masa:



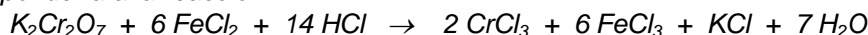
Luego ajustamos en carga;



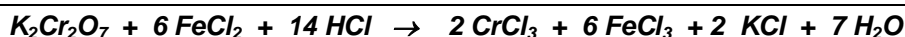
- b) Multiplicando la primera reacción por 6 y sumando ambas reacciones nos queda:



Que correspondería a la reacción:



La reacción no queda aun ajustada debido a que hay una especie que no interviene en el proceso de ajuste, el KCl, por lo cual se hace un pequeño cálculo teniendo en cuenta el número de átomos de K a cada lado de la ecuación y resulta:



- c) Dicromato potásico [heptaóxodicromato (VI) de potasio]
 Cloruro ferroso [cloruro de hierro (II)]
 Ácido clorhídrico (cloruro de hidrógeno).
 Cloruro de cromo (III) [triclóruo de cromo]
 Cloruro férrico [cloruro de hierro (III)]
 Cloruro potásico [cloruro de potasio]

Puntuación máxima por apartado: a) 0,5 puntos .b)1,0 puntos; c) 0,5 puntos.

4.- Se disuelve 1 gramo de amoníaco-(NH₃) en agua, obteniéndose 610 ml de una disolución cuyo pH es 11.

- a) Calcula el valor de la K_b del amoníaco.
 b) Calcula el grado de disociación de esa disolución.

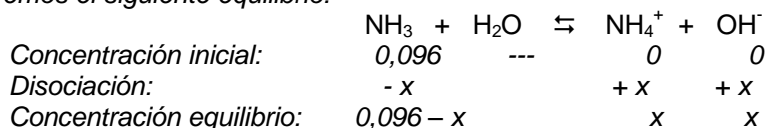
Datos: Masas atómicas: N =14 u; H =1 u.

Solución.

- a) En primer lugar procedemos a calcular la concentración inicial de amoníaco:

$$[\text{NH}_3] = \frac{\frac{1 \text{ g}}{17 \text{ g/mol}}}{0,610 \text{ ml}} = 0,096 \text{ mol/l} = 0,096 \text{ M}$$

Si ahora llamamos x a la concentración de amoníaco (es una base) que acepta un protón del agua, tendremos el siguiente equilibrio:



El valor de x lo podemos deducir a partir del valor del pH de la disolución que nos da la concentración de iones hidronio [H₃O⁺] y a partir de la expresión del producto iónico del agua podemos calcular la concentración de iones hidroxilo (OH⁻) y en consecuencia el valor de x.

Como pH = 11, tendremos que: $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$, de donde tendremos

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-11}$$

Y como $[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$, sustituyendo valores nos queda que. $[\text{OH}^-] = x = 10^{-3}$

Si ahora hacemos uso de la expresión de la constante básica (K_a) del equilibrio anterior nos queda:

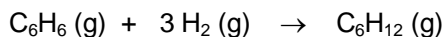
$$K_a = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{x^2}{0,096 - x} = \frac{(10^{-3})^2}{0,096 - 10^{-3}} = 1,05 \cdot 10^{-5}$$

- b) Conocidas las cantidades inicial y en equilibrio del amoníaco podemos calcular el grado de disociación:

$$\alpha = \frac{c_{\text{disociados}}}{c_{\text{equilibrio}}} = \frac{10^{-3}}{0,096} = 0,0104$$

Puntuación máxima por apartado: a) 1.2 puntos; b) 0.8 puntos.

5.- El ciclohexano se puede obtener a partir del benceno a elevadas temperaturas (1000 K) según la siguiente reacción:

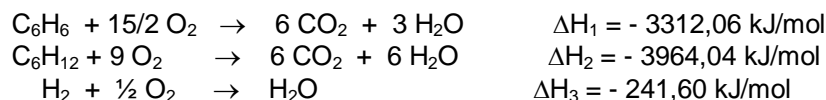


Calcula :

- a) La variación de entalpía de esta reacción de hidrogenación, sabiendo que los calores de combustión del benceno (C₆H₆) y del ciclohexano (C₆H₁₂) son respectivamente - 3312,06 KJ/mol y - 3964,06 KJ/mol. El calor estándar de formación del agua es de - 241,60 KJ/mol.
 b) Si quemamos 1 g de benceno y otro de ciclohexano, ¿cuál de los dos compuestos libera mayor cantidad de energía?.

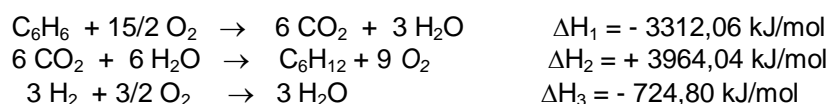
Solución.

- a) De acuerdo con la ley de Hess planteamos las reacciones que nos indica el enunciado con el objeto de combinarlas para obtener la ecuación correspondiente a la reacción de hidrogenación indicada:



Para obtener la ecuación de hidrogenación hemos de invertir el sentido de la segunda reacción

(multiplicar por -1) y multiplicar por 3 la tercera reacción (formación del agua). De esa manera nos queda:



Sumando tendremos: $\text{C}_6\text{H}_6 (\text{g}) + 3 \text{H}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12} (\text{g}) \quad \Delta\text{H}_R = - 72,82 \text{ kJ/mol}$.

- b) Teniendo en cuenta los calores de combustión del benceno y del ciclohexano podremos determinar la cantidad de energía que se libera cuando se quema 1 g de cada sustancia, así:

Benceno:

$$\text{Mol de benceno} = 1/78 = 0,013$$

$$\text{Cantidad de energía} = 3312,06 \text{ kJ/mol} \times 0,013 \text{ mol} = 43,06 \text{ kJ}$$

Ciclohexano:

$$\text{Mol de ciclohexano} = 1/84 = 0,012$$

$$\text{Cantidad de energía} = 3964,04 \times 0,012 = 47,57 \text{ kJ}$$

Luego el compuesto que libera mayor cantidad de energía es el **ciclohexano**.

Puntuación máxima por apartado: a) 1.2 puntos; b) 0.8 puntos.

PROPUESTA II

1.- El níquel metálico se obtiene a partir de la siguiente reacción: $\text{NiO (s)} + \text{CO (g)} \rightleftharpoons \text{Ni (s)} + \text{CO}_2 \text{ (g)}$

- Indica la expresión de K_p y K_c .
- ¿Coincidirá K_c con K_p para esta reacción?
- ¿En qué sentido se desplazará el equilibrio si se aumenta la presión?
- ¿En qué sentido se desplazará el equilibrio si añadimos más cantidad de NiO sólido?

Solución.

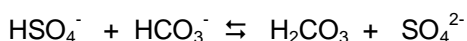
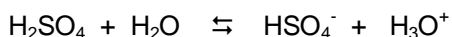
- a) En las expresiones para las constantes de equilibrio hemos de tener en cuenta que se trata de un equilibrio heterogéneo y por lo tanto las expresiones vendrán en función de las sustancias que se encuentran en estado gaseoso:

$$K_p = \frac{P_{\text{CO}_2}}{P_{\text{CO}}} \quad K_c = \frac{[\text{CO}_2]}{[\text{CO}]}$$

- b) Teniendo en cuenta la expresión que nos relaciona las dos constantes: $K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$, para que ambas constantes coincidan ($K_p = K_c$) tendrá que verificarse que $\Delta n = 0$. En nuestro caso como el número de moles gaseosos de productos es igual al número de moles gaseosos de reactivo se cumple que $\Delta n = 0$ y por lo tanto ambas constantes coinciden.
- c) Al haber igual número de moles gaseosos tanto de reactivos como productos un aumento de la presión **no producirá ningún desplazamiento del equilibrio**.
- d) Una vez alcanzado el estado de equilibrio la adición de más cantidad de sustancia sólida **no afecta al estado de equilibrio**.

Puntuación máxima por apartado: 0.5 puntos.

2.- Sabiendo que las reacciones indicadas se producen espontáneamente (en el sentido de izquierda a derecha)



- a) Indica cual de las especies H_2SO_4 , HSO_4^- y H_2CO_3 es el ácido más fuerte y cuál el ácido más débil (hacer uso del concepto ácido-base de Brønsted-Lowry),

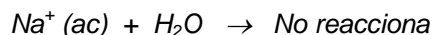
Solución.

Si las reacciones están desplazadas hacia la derecha (hacia los reactivos) eso no indica en el primer caso, que el H_2SO_4 será un ácido más fuerte ya que tiene tendencia a ceder un protón para formar el HSO_4^- . Por lo tanto el H_2SO_4 será un **ácido más fuerte que el HSO_4^-** . A su vez, como en la 2ª reacción el equilibrio se desplaza hacia la derecha nos indica que el HSO_4^- es un **ácido más fuerte que el HCO_3^-** . Por lo tanto podemos decir que el **ácido más fuerte es el H_2SO_4 y el ácido más débil el H_2CO_3** .

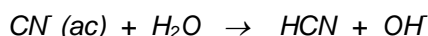
- b) Predice el carácter ácido, básico o neutro de una disolución de NaCN. Dato: $K_a(\text{HCN}) = 6,2 \cdot 10^{-10}$.

Solución.

Una disolución acuosa de NaCN se disocia dando lugar a los iones Na^+ y CN^- . El ión Na^+ proviene de una base muy fuerte como es el NaOH, por lo tanto se comportará como un **ácido conjugado muy débil** que no reacciona con el agua:



El ión CN^- proviene del ácido cianhídrico (HCN) que como indica el valor de su constante es un ácido muy débil y en consecuencia se comportará como una **base conjugada muy fuerte** que reaccionará con el agua:



Por lo tanto podemos deducir que dicha disolución tendrá **carácter básico**.

Puntuación máxima por apartado: a) 1.0 puntos; b) 1.0 puntos.

3.- Para la reacción: $\text{SbCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SbCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$, se sabe que a 182°C el valor de $K_p = 0,0932$. Si se introducen 0,2 moles de SbCl_5 en un recipiente de 400 ml y se calienta hasta los 182°C estableciéndose el equilibrio anterior,

- Calcula el valor de K_c .
- Calcula las concentraciones de las especies presentes en el equilibrio.
- Calcula la presión de la mezcla gaseosa.

Dato: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{l/mol}\cdot\text{K}$

Solución.

- Conocido el valor de K_p podemos conocer el valor de K_c a partir de la expresión que relaciona las dos constantes: $K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$. Sustituyendo valores tendremos que:
 $K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$, donde $\Delta n = n_g(\text{productos}) - n_g(\text{reactivos}) = 2 - 1 = 1$; $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{l/mol}\cdot\text{K}$; $K = 455 \text{ K}$.
De donde: $0,0932 = K_c(0,082 \times 455)$ y nos queda que:

$$K_c = 2,49 \cdot 10^{-3}$$

- Conocido el valor de K_c y teniendo en cuenta la concentración inicial de SbCl_5 hacemos el balance del equilibrio:

$$[\text{SbCl}_5]_{\text{inicial}} = \frac{0,2 \text{ moles}}{0,400 \text{ litros}} = 0,5 \text{ M}$$

Si llamamos x a los moles/l de SbCl_5 que se disocian en el equilibrio tendremos que:

	$\text{SbCl}_5(\text{g})$	\rightleftharpoons	$\text{SbCl}_3(\text{g})$	$+$	$\text{Cl}_2(\text{g})$
Concentración inicial:	0,5		0		0
Disociación:	- x		+x		+x
Concentración equilibrio:	$0,5 - x$		x		x

Sustituyendo en la expresión de K_c cuyo valor hemos calculado en el apartado a) tenemos:

$$K_c = \frac{[\text{SbCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{SbCl}_5]} = \frac{x^2}{0,5 - x} = 2,49 \cdot 10^{-3}$$

De donde: $x = 0,07$, luego nos queda que las concentraciones de las especies son:

$$[\text{SbCl}_3] = [\text{Cl}_2] = 0,07 \text{ mol/litro} \quad [\text{SbCl}_5] = 0,5 - 0,07 = 0,430 \text{ mol/litro}$$

- Para el cálculo de la presión total de la mezcla hacemos uso de la expresión de los gases ideales:
 $P_{\text{total}} \cdot V = n_{\text{total}} \cdot R \cdot T$ de donde podemos deducir que:

$$P_{\text{total}} = \frac{n(\text{SbCl}_5) + n(\text{SbCl}_3) + n(\text{Cl}_2) \cdot R \cdot T}{V} = [\text{SbCl}_5] + [\text{SbCl}_3] + [\text{Cl}_2] \cdot R \cdot T$$

de donde:

$$P_{\text{total}} = (0,07 + 0,07 + 0,430) \cdot 0,082 \cdot 455 = 21,27 \text{ atm}$$

Puntuación máxima por apartado: a) 0.5 puntos; b) 1.0 y c) 0.5 puntos.

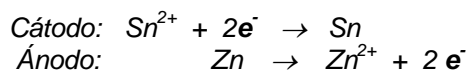
4.- Se quiere construir una pila galvánica empleando como electrodos el Sn y el Zn sumergidos en una disolución de una de sus sales.

- Indica cuál es el cátodo y cuál es el ánodo y dibuja un esquema de la pila.
- Escribe las reacciones parciales que ocurren en cada electrodo.
- Escribe la reacción global de la pila.
- Calcula el f.e.m. estándar de dicha pila.

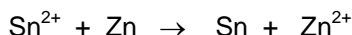
Datos: $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}) = -0,14 \text{ V}$.

Solución.

- Teniendo en cuenta los potenciales estándar vemos que $E^\circ(\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}) > E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})$ por lo tanto los iones Sn^{2+} tienen más tendencia a reducirse que los iones Zn^{2+} y en consecuencia el **cátodo** será el electrodo de estaño y el **ánodo** el electrodo de cinc.
- Como el estaño es el que tiene mayor tendencia a reducirse las reacciones parciales serán:



c) La reacción global sería entonces:



d) La fuerza electromotriz (fem) estándar de la pila vendría dada por la expresión:

$$E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}} = -0,14 - (-0,76) = -0,14 + 0,76 = +0,62 \text{ V.}$$

Puntuación máxima por apartado: a) 0,5 puntos.

5.- La combustión de 3 g de un alcohol produce 7,135 g de dióxido de carbono y 3,650 g de agua. Determina:

- La fórmula empírica de dicho alcohol.
- Sabiendo que 3 g de alcohol en estado gaseoso ocupan un volumen de 1075 ml a 25 °C y 0,92 atm, calcula la masa molecular y la fórmula molecular.
- Sabiendo que dicho alcohol presenta un carbono quiral determina su estructura y nombrarlo.

Solución.

a) La fórmula empírica del alcohol se obtendría calculando los átomos de C a partir del CO₂, los átomos de hidrógeno a partir del agua y por diferencia se obtendrían los átomos de oxígeno:

Los gramos de carbono obtenida a partir del CO₂ es :

$$7,135 \text{ g CO}_2 \times \frac{12 \text{ g C}}{44 \text{ g CO}_2} = 1,946 \text{ g de C}$$

La cantidad hidrógeno obtenida a partir del agua es:

$$3,650 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{2 \text{ g H}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = 0,406 \text{ g de C}$$

Por diferencia calculamos los gramos de oxígeno:

$$\text{Gramos de O} = 3,000 - (1,946 + 0,406) = 0,648 \text{ g de O}$$

Procedemos al cálculo de la fórmula:

$$\text{C} = \frac{1,946}{12} = 0,162 \quad \text{moles de C} = \frac{0,162}{0,0405} = 4$$

$$\text{H} = \frac{0,406}{1} = 0,406 \quad \text{moles de C} = \frac{0,406}{0,0405} = 10$$

$$\text{O} = \frac{0,648}{16} = 0,0405 \quad \text{moles de C} = \frac{0,0405}{0,0405} = 1$$

Resultando la fórmula empírica:



b) A partir de estos datos y haciendo uso de la ecuación de los gases ideales obtenemos la masa molecular y resulta entonces una fórmula molecular que coincide con la fórmula empírica.

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T, \text{ donde: } (0,92 \text{ atm}) \cdot (1,075 \text{ l}) = n \cdot (0,082 \text{ atm}\cdot\text{L/mol}\cdot\text{K}) \cdot (298 \text{ K})$$

Resultando que:

$$n = 0,0404, \text{ y como } n = 3/M, \text{ despejando la masa molecular (M) tendremos que:}$$

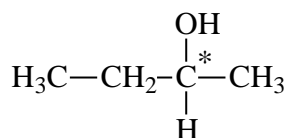
$$M = 3/0,0404 = 74,25$$

Como la masa molecular de la fórmula empírica obtenida es:

$$M_1 = 4 \times (12) + 10 \times (1) + 1 \times (16) = 48 + 10 + 16 = 74$$

Podemos concluir que la fórmula molecular coincide con la fórmula empírica.

c) Se trata de un alcohol con cuatro carbonos y un grupo OH y para que presente un carbono quiral la estructura sería:



Puntuación máxima por apartado: a) 1 punto.; b) y c) 0,5 puntos.

**PRUEBAS DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD
CURSO 2011 - 2012
MATERIA: QUÍMICA**

CRITERIOS ESPECÍFICOS DE CORRECCIÓN

Se tendrá en cuenta en la calificación de la prueba:

- Claridad de comprensión y exposición de conceptos.
- Uso correcto de formulación, nomenclatura y lenguaje químico.
- Capacidad de análisis y relación.
- Desarrollo de la resolución de forma coherente y uso correcto de unidades.
- Aplicación y exposición correcta de conceptos en el planteamiento de los problemas.

Distribución de puntuaciones máximas para este ejercicio:

PROPUESTA I

CUESTIONES

Cuestión 1: Geometría cada compuesto correcta y bien razonada: *0,4 puntos*.

Tabla completada correctamente: *0,8 puntos*.

Cuestión 2: Cada apartado correcto y bien razonado: *0,5 puntos*.

PROBLEMAS

Problema 1: Cada especie identificada correctamente: *0,5 puntos*.

Cada semirreacción correcta y ajustada: *0,25 puntos c/u*.

Ecuación global ajustada correctamente: *0,5 puntos*.

Cada compuesto bien nombrado: *0,071 puntos c/u*.

Problema 2: apartado a): *1,2 puntos*.

Apartado b): *0,8 puntos*.

Problema 3: Cálculo entalpía Ley de Hess correcto: *1,2 puntos*.

Cálculo correcto energía a partir reacciones combustión: *0,4 puntos c/u*.

PROPUESTA II

CUESTIONES

Cuestión 1: Cada apartado correcto y razonado: *0,5 puntos c/u*.

Cuestión 2: Aplicación correcta y razonada teoría de Brønsted-Lowry: *1,0 puntos*.

Razonamiento correcto hidrólisis sal: *1,0 puntos*

PROBLEMAS

Problema 1: Cálculo correcto de K_c a partir de K_p : *0,5 puntos*.

Cálculo correcto concentraciones: *1,0 puntos*.

Cálculo correcto presión total de la mezcla: *0,5 puntos*.

Problema 2: Cátodo y ánodo correctamente identificados: *0,3 puntos c/u*. Esquema correcto pila *0,4 pts*.

Cada semirreacción correcta: *0,25 puntos c/u*.

Reacción global correcta: *0,5 puntos*.

Cálculo f_{em} correcto: *0,5 puntos*.

Problema 3: Razonamiento correcto de la fórmula empírica: *1,0 puntos*.

Cálculo correcto masa molecular y fórmula molecular: *0,5 puntos*.

Estructura con carbono quiral correcta y bien nombrada. *0,5 puntos*.