Universidad de Castilla la Mancha – Selectividad – Septiembre 2.009

Opción A

1.- En un recipiente de 2 litros se ponen inicialmente 0,7 mol de N_2O_4 (g). Este gas se calienta hasta 298K y, transcurrido un cierto tiempo, en el recipiente hay 0,66 moles de N_2O_4 (g) y 0,08 moles de NO_2 (g). El valor de la constante K_C para el equilibrio a 298 K: N_2O_4 (g) ↔2 NO_2 (g) es $4{,}85\cdot10^{-3}$.

a) Indica razonadamente si la mezcla anterior se encuentra en equilibrio.
b) Calcula el grado de disociación del N_2O_4 (g) en el equilibrio a 298 K.
c) Calcula la presión total en el equilibrio a 298 K.

	N_2O_4 (g)	↔	2 NO_2 (g)	
n_0	0.7			T=298K
n_F	0.66		0.08	$K_C = 4.85\cdot10^{-3}$
				V = 2L

$$Q=\frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}=\frac{\left(\frac{0.08}{2}\right)^2}{\frac{0.66}{2}}\rightarrow \mathbf{Q = 4.84\cdot10^{-3}}$$

Como **Q = K_C** el sistema se encuentra en **equilibrio**.

$$0.66 = 0.7(1-\alpha)\rightarrow \alpha = \mathbf{0.057 = 5.71\%}$$

$$n_T = 0.66 + 0.08 \rightarrow \mathbf{n_T = 0.74}$$

$$P_T\cdot V = n_T\cdot R\cdot T \rightarrow P_T = \frac{n_T\cdot R\cdot T}{V} = \frac{0.74\cdot0.082\cdot298}{2}\rightarrow \mathbf{P_T = 9.04\ atm}$$

2.- Las entalpías estándar de formación del dióxido de carbono y del agua líquida son -393,5 y -285,8 kJ/mol, respectivamente. El calor de combustión estándar del ácido acético ($C_2H_4O_2$(l)) es de -875,4 kJ/mol (quedando el agua en estado líquido). Con estos datos, responde a las siguientes cuestiones:

a) Escribe las ecuaciones ajustadas correspondientes a los datos.
b) Calcula el calor de formación estándar del ácido acético.
c) Indica si la formación de ácido acético es un proceso endo- o exotérmico.

$$C\,(s) + O_2\,(g) \rightarrow CO_2\,(g) \qquad \Delta H_F^o = -393.5\ kJ/mol$$

$$H_2\,(g) + \tfrac{1}{2}\,O_2\,(g) \rightarrow H_2O\,(l) \qquad \Delta H_F^o = -285.8\ kJ/mol$$

$$C_2H_4O_2\,(l) + 2\,O_2\,(g) \rightarrow 2\,CO_2\,(g) + 2\,H_2O\,(l) \qquad \Delta H_C^o = -875.4\ kJ/mol$$

Para calcular la entalpía estándar de formación del ácido acético, empleamos la Ley de Hess:

2 C (s)	+	**2** O_2 (g)		→	**2** CO_2 (g)			ΔH_C^o = **-787** kJ/mol
2 H_2 (g)	+	O_2 (g)		→	**2** H_2O (l)			ΔH_C^o **= -571.6** kJ/mol
2 CO_2 (g)	+	2 H_2O (l)		→	$C_2H_4O_2$ (l)	+	2 O_2 (g)	ΔH_C^o=**+**875.4 kJ/mol
2 C (s)	**+**	**2 H_2 (g)**	**+**	**O_2 (g)**	**→**	**$C_2H_4O_2$ (l)**		**ΔH_F^o=-483.2 kJ/mol**

Como el $\Delta H_F^o < 0$, la reacción desprende calor, por tanto es **exotérmica**.

3.- Dados los elementos cuyas configuraciones electrónicas para la capa de valencia son $2s^2\ 2p^1$ y $3s^2\ 3p^5$, indica razonadamente:

a) Los elementos de que se trata.
b) El tipo de enlace del compuesto que pueden formar.
c) La fórmula de dicho compuesto.
d) La geometría del mismo.

a) $2s^2p^1$: periodo 2, grupo 13: Boro
$3s^2p^5$: periodo 3, grupo 17: Cloro

b) El boro es un metaloide que cede 3 electrones y el cloro es un halógeno que capta 1 electrón, así ambos adquieren la configuración de gas noble, por tanto se forma una sal binaria (cloruro de boro: BCl_3) cuyos átomos están unidos mediante un enlace iónico

c) BCl_3

d) El átomo central es el boro, éste queda rodeado por tres pares de electrones enlazantes, según la TRECV, se disponen lo más alejados posibles en el espacio, resultando en una geometría trigonal plana, situándose cada átomo de cloro en un vértice del triángulo

4.- El ácido sulfúrico es capaz de oxidar ciertos metales, desprendiéndose hidrógeno en la reacción. Considerando los valores de los potenciales normales que se acompañan responde razonadamente a la siguiente cuestión: ¿reaccionará el Zn con ácido sulfúrico diluido?
Datos: $E^o(Zn^{2+}/Zn)=-0,76$ V. $E^o(H^+/H_2)=0,00$ V.

$$\begin{matrix} \text{Ánodo:Oxidación:}\ Zn \rightarrow Zn^{2+}+2e^- & E^0=+0.76 \\ \text{Cátodo:Reducción:}\ 2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2 & E^0=0 \end{matrix} \rightarrow \mathbf{\Delta E^0_{Pila} = 0.76\ V > 0}$$

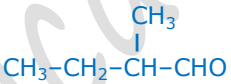
Para que la reacción sea espontánea el $\Delta G^o < 0$ y como $\Delta G^o = -n \cdot F \cdot \Delta E^o$, el signo sólo dependerá del potencial de reducción estándar ya que tanto los moles como la constante de Faraday son positivos. Por tanto, como $\Delta E^o > 0 \rightarrow$ **$\Delta G^o < 0$** $\rightarrow$ el Zn reaccionará con el ácido sulfúrico diluido.

5.- Formula el ácido propanoico, el 2-metilbutanal y un isómero de función para cada uno de ellos.

Ácido propanoico

$CH_3–CH_2–COOH$

2-metilbutanal

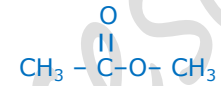


Para que dos compuestos sean isómeros tienen que tener la misma fórmula molecular y presentar distinta fórmula desarrollada. La isomería de función es aquella en la que los isómeros poseen distinto grupo funcional.

Ácido propanoico

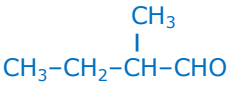
$CH_3–CH_2–COOH$

Acetato de metilo

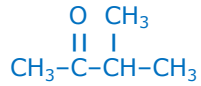


$C_3H_6O_2$

2-metilbutanal



3-metil-2-butanona



$C_5H_{10}O$

www.clasesdequimica.com

Opción B

1.- El ácido benzoico (C_6H_5-COOH) tiene una constante de acidez $Ka=6,3\cdot10^{-5}$.

a) Calcula la concentración de todas las especies en equilibrio si la disolución tiene un pH de 3,5.

b) ¿Qué masa de dicho ácido se debe disolver en 500 ml de agua para obtener una disolución con ese pH?

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

$$pH=-\log[H^+]\rightarrow 3.5=\log[H^+]\rightarrow [H^+]=3.16\cdot10^{-4}$$

	C_6H_5COOH	+ H_2O ↔	$C_6H_5COO^-$	+ H_3O^+
C_0	C			
C_{eq}	C - x C - $3.16\cdot10^{-4}$		x $3.16\cdot10^{-4}$	x $3.16\cdot10^{-4}$

$$K_a=\frac{[C_6H_5COO^-]_{eq}[H_3O^+]_{eq}}{[C_6H_5COOH]_{eq}}\rightarrow 6.3\cdot10^{-5}=\frac{(3.16\cdot10^{-4})^2}{C-3.16\cdot10^{-4}}\rightarrow \mathbf{C_o=1.9\cdot10^{-3}\ M}$$

$$\mathbf{[H_3O^+]_{eq}=[C_6H_5COO^-]_{eq}=3.16\cdot10^{-4}\ M} \qquad \mathbf{[C_6H_5COOH]_{eq}=1.584\cdot10^{-3}\ M}$$

$$[Ac.]_0=1.9\cdot10^{-3}\cdot\frac{mol}{1\ L}=\mathbf{1.9\cdot10^{-3}mol\ Ac.}$$

$$\mathbf{500\ mL=\frac{1}{2}\ V_0}\rightarrow [Ac.]_f=\frac{\frac{1.9\cdot10^{-3}}{2}\ mol}{1\ L}=0.95\cdot10^{-3}\ mol\cdot\frac{122\ gr}{1\ mol}\rightarrow \mathbf{0.116\ gr\ C_6H_5COOH}$$

2.- Se hace reaccionar arsénico (As) con hipobromito de sodio (monooxobromato (I) de sodio) en presencia de hidróxido de sodio, obteniéndose arseniato de sodio (tetraoxoarseniato (V) de trisodio), bromuro de sodio y agua como productos de reacción.

a) Ajusta la ecuación iónica y molecular por el método del ion-electrón.

b) Calcula los gramos de arsénico necesarios para obtener 10 gramos de arseniato de sodio, si el rendimiento de la reacción es del 85%.

Datos: Masas atómicas: Na = 23; As = 74,9; O = 16.

$$\overset{0}{As} + Na\overset{+1}{Br}O + NaOH \rightarrow Na_3\overset{+5}{As}O_4 + Na\overset{-1}{Br} + H_2O$$

Oxidación

$$As + 8\ OH^- \rightarrow AsO_4^- + 4\ H_2O + 7\ e^-$$

Reducción

$$BrO^- + H_2O + 1\ e^- \rightarrow Br^- + 2\ OH^-$$

x7

$$As + 8\ OH^- \rightarrow (AsO_4)^- + 4\ H_2O + 7\ e^-$$

$$+$$

$$7\ (BrO)^- + 7\ H_2O + 7\ e^- \rightarrow 7\ Br^- + 14\ OH^-$$

Ecuación Iónica $\mathbf{As + 7\ (BrO)^- + 3\ H_2O \rightarrow (AsO_4)^- + 7\ Br^- + 6\ OH^-}$

Ecuación Molecular $\mathbf{As + 7\ NaBrO + 3\ NaOH \rightarrow Na_3AsO_4 + 7\ NaBr + 6\ H_2O}$

$$10gr\ Na_3AsO_4\cdot\frac{1\ mol\ Na_3AsO_4}{207.9\ gr\ Na_3AsO_4}\cdot\frac{1\ mol\ As}{1\ mol\ Na_3AsO_4}\cdot\frac{74.9\ gr\ As}{1\ mol\ As}\cdot\frac{100}{85}=\mathbf{4.23\ gr\ As}$$

3.- Indica razonadamente para la molécula de etino:

a) La hibridación que presentan los átomos de carbono.

b) El número de orbitales híbridos de cada átomo de carbono.

c) La geometría molecular.

d) Los enlaces σ y π existentes.

a) CH≡CH

El átomo de carbono ($2s^2p^4$) promociona un electrón 2s al orbital vacío 2p, pasando la configuración electrónica a ser $2s^1p^3$, es decir, ahora posee cuatro electrones desapareados.

En la molécula de etino, ambos carbonos utilizan orbitales híbridos sp, para unirse entre sí y con los átomos de hidrógeno. Los dos enlaces tipo π, corresponden al solapamiento lateral de los dos orbitales atómicos 2p (p_y p_z) que aún poseen los átomos.

b) Ambos carbonos emplean dos orbitales híbridos sp, uno para unirse entre ellos y el otro para unirse a un átomo de hidrógeno cada uno.

c) La hibridación sp dirige los orbitales, desde el átomo de carbono, en direcciones opuestas con ángulo de 180 º, lo que significa que la geometría de la molécula es lineal.

d) Los enlaces tipo σ son los que forman los dos carbonos en su unión, y los que forman al unirse cada uno con un hidrógeno. Los enlaces tipo π son los que forman los solapamientos de los dos orbitales atómicos 2p de cada carbono con los del vecino.

4.- Explica la verdad o falsedad de los siguientes enunciados:
a) El número de orbitales en un subnivel m puede ser tres.
b) En el orbital 3p el número cuántico n vale 1.

a) El número cuántico secundario o acimutal (l o ml) identifica el subnivel de energía del electrón y está asociado con la forma del orbital. Sus valores dependen del número cuántico principal n: l = 0 - (n-1), incluyendo al 0. **Verdadera**. Si n=4, l= 0, 1 y 2 (tres subniveles)

b) **Falsa**. En el orbital 3p: n=3, l=1 y m=-1,0,+1.

5.- Sea la reacción química A + B→ C, cuya ecuación de velocidad es v = k $[A]^m$ $[B]^n$. Si la reacción es de orden 1 respecto de B y su orden total es 3, indica:
a) Los valores de m y n en la ecuación anterior.
b) El orden de reacción respecto del compuesto A.

a) n = 1 → m + n =3 → **m = 2** → **v = k $[A]^2$ [B]**

b) Los distintos órdenes de reacción quedan:
- Orden parcial respecto a A = 2
- Orden parcial respecto a B = 1
- Orden total = 3

www.clasesalacarta.com