



QUÍMICA CONVOCATORIA ORDINARIA JUNIO 2017 OPCIÓN A

Ejercicio 1. (Calificación máxima: 2 puntos)

Responda justificadamente las siguientes preguntas:

- Para el elemento con $Z = 7$ indique cuántos electrones tiene con número cuántico $m = 0$ y detalle en qué orbitales.
- Para cada uno de los elementos X ($Z = 17$), Y ($Z = 19$) y Z ($Z = 35$) indique cuál es su ión más estable y explique cuál de esos iones tiene menor radio.
- Identifique el compuesto binario formado por el hidrógeno y el elemento $Z = 7$. Razone si es polar y nombre todas las posibles interacciones intermoleculares que puede presentar.

Solución:

a) El elemento cuyo número atómico es $Z = 7$ es el nitrógeno. Su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^3$.

El número cuántico m varía entre -1 y $+1$ pasando por el 0 . Y el número cuántico l varía entre 0 y $n - 1$.

Para $n = 1$, los dos electrones en el orbital $1s$ tienen $l = 0$ y $m = 0$.

Para $n = 2$, los dos electrones en el orbital $2s$ tienen $l = 0$ y $m = 0$.

Y para $n = 2$, los tres electrones en orbitales $2p$ tienen cada uno número cuántico l con valores $-1, 0, +1$, ya que se encuentran desapareados por el principio de máxima multiplicidad de Hund. Por ello, sólo un electrón en el orbital $2p$ tiene $m = 0$.

En el elemento $Z = 7$, el número total de electrones con $m = 0$ es 5 .

b) X ($Z = 17$), es el cloro, cuya configuración electrónica es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. Su ión más estable es el X^- (Cl^-), que se corresponde con la configuración de gas noble Argón (Ar).

Y ($Z = 19$), es el potasio, cuya configuración electrónica es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$. Su ión más estable es el Y^+ (K^+), completando la configuración de gas noble Argón (Ar).

Z ($Z = 35$), es el bromo, cuya configuración electrónica es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$. Su ión más estable es el Z^- (Br^-), que se corresponde con la configuración de gas noble Kriptón (Kr).

En cuanto al radio atómico, el ión Z^- (Br^-) será el mayor. Entre los iones X^- (Cl^-) e Y^+ (K^+), ambos tienen 18 electrones, pero el asociado a $Z = 19$ tiene mayor carga nuclear por lo que atraerá más los electrones y su radio será menor.

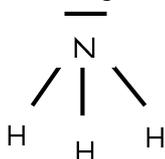
c) El compuesto formado por hidrógeno y nitrógeno ($Z = 7$) es el amoníaco (NH_3).

Desarrollando la estructura de Lewis, se puede observar la geometría de la molécula y su polaridad:

N ($Z = 7$): $1s^2 2s^2 2p^3$

H ($Z = 1$): $1s^1$

En esta molécula existen tres pares de electrones compartidos y un par de electrones sin compartir. Cuya geometría es piramidal trigonal.





Los enlaces N – H formados son enlaces covalentes polares, se trata de dos elementos con diferente electronegatividad. El amoníaco es una molécula polar.

Las interacciones moleculares que presenta el amoníaco son fuerzas por puentes de hidrógeno; se trata de enlaces debidos a dipolos muy intensos que se dan cuando se une el hidrógeno con un elemento muy electronegativo como es el nitrógeno.

Ejercicio 2. (Calificación máxima: 2 puntos)

Calcule el pOH de las siguientes disoluciones 0,2 M.

a) CH_3COOH ; $\text{p}K_a = 5$.

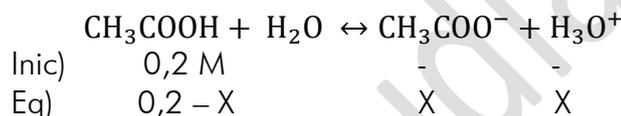
b) $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

c) NH_3 ; $\text{p}K_b = 5$.

Solución:

a)

$$\text{p}K_a = -\log(K_a) \rightarrow K_a = 10^{-5}$$



$$K_a = \frac{(X \cdot X)}{(0,2 - X)}$$

Puesto que la constante de acidez es muy pequeña, se puede considerar despreciable el término X del denominador; así:

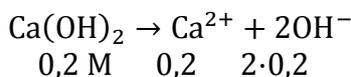
$$10^{-5} \cdot 0,2 = X^2 \rightarrow X = 1,41 \cdot 10^{-3} \text{ M} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Conocida la concentración de protones, es posible calcular el pH de la disolución y por consiguiente el pOH buscado:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(1,41 \cdot 10^{-3}) = 2,85 \text{ (pH ácido)}$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \rightarrow \text{pOH} = 14 - 2,85 = 11,15$$

b) El hidróxido de calcio es una base fuerte que se disocia totalmente; por tanto, es fácil conocer la concentración de iones hidroxilo.

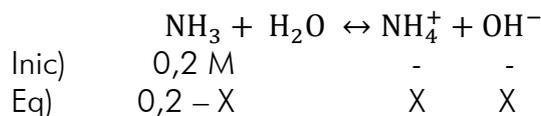


$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(0,4) = 0,398$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \rightarrow \text{pH} = 14 - 0,398 = 13,6 \text{ (pH básico)}$$

c)

$$\text{p}K_b = -\log(K_b) \rightarrow K_b = 10^{-5}$$



$$K_b = \frac{(X \cdot X)}{(0,2 - X)}$$



Puesto que la constante de basicidad es muy pequeña, se puede considerar despreciable el término X del denominador; así:

$$10^{-5} \cdot 0,2 = X^2 \rightarrow X = 1,41 \cdot 10^{-3} \text{M} = [\text{OH}^-]$$

Conocida la concentración de iones hidroxilo, es posible calcular el pOH de la disolución y por consiguiente el pH:

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(1,41 \cdot 10^{-3}) = 2,85$$

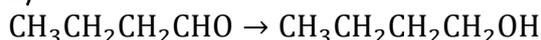
Ejercicio 3. (Calificación máxima: 2 puntos)

Formule las reacciones propuestas, escriba de qué tipo son y nombre los compuestos orgánicos empleados y los productos mayoritarios obtenidos:

- Aldehído lineal de 4 átomos de carbono en condiciones reductoras (LiAlH_4).
- Ácido carboxílico de 3 átomos de carbono con un alcohol secundario de 3 átomos de carbono.
- Alcohol secundario de 3 átomos de carbono en presencia de H_2SO_4 y calor.
- Alqueno de 3 átomos de carbono con HBr .

Solución:

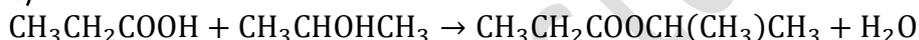
a)



Reacción de reducción

Butanal \rightarrow Butan-1-ol

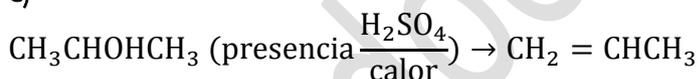
b)



Reacción de esterificación

ácido propanoico + propan-2-ol \rightarrow propanoato de metiletilo

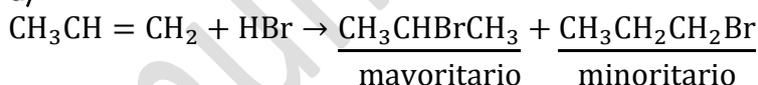
c)



Reacción de eliminación (deshidratación de alcohol).

Propan-2-ol \rightarrow propeno (producto único).

d)



Reacción de adición (hidrohalogenación).

Propeno + bromuro de hidrógeno \rightarrow 2-bromopropano + 1-bromopropano.

Ejercicio 4. (Calificación máxima: 2 puntos)

En un matraz de 2 L se introducen 0,5 mol de A_2 y 1,0 mol de B_2 y se lleva a 250 °C. Se produce la reacción $\text{A}_2(\text{g}) + 2\text{B}_2(\text{g}) \leftrightarrow \text{A}_2\text{B}_4(\text{g})$, reaccionando el 60% del reactivo A_2 .

- Sabiendo que para esta reacción $\Delta H > 0$, proponga justificadamente dos formas diferentes de aumentar su rendimiento sin añadir más cantidad de reactivos.
- Calcula K_p

Dato. $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

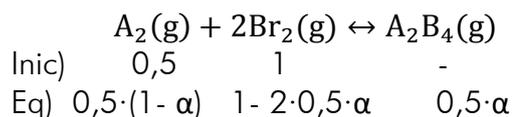
Solución:



a) Si $\Delta H > 0$, se trata de una reacción endotérmica. Al producirse un aumento de temperatura, por el principio de Le Chatelier, el equilibrio se desplazará hacia los productos, lo que supone un mayor consumo de energía térmica y un aumento del rendimiento.

Por otro lado, todas las especies son gaseosas, existen 3 moles de gas en los reactivos y 1 mol en los productos, por tanto, si aumentamos la presión, por el principio de Le Chatelier, el equilibrio se va a desplazar hacia donde hay menor número de moles que es en los productos, aumentando así su rendimiento.

b) El equilibrio es el siguiente:



En primer lugar calculamos los moles totales: $n = 0,5 \cdot (1 - \alpha) + (1 - \alpha) + 0,5 \cdot \alpha$

Teniendo en cuenta que el grado de disociación $\alpha = 0,6$; n totales = 0,9 moles de gas.

Aplicando la ecuación de los gases ideales: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$ se obtiene la presión:

$$P = \frac{0,9 \cdot 0,082 \cdot (273 + 250)}{2} = 19,30 \text{ atm}$$

Con el fin de obtener la constante K_p , calculamos los moles en equilibrio y las fracciones molares de cada compuesto.

Moles A_2 ; $0,5 \cdot (1 - 0,6) = 0,2$ mol. $\rightarrow X_{A_2} = 0,2/0,9 = 2/9$

Moles B_2 ; $1 - 0,6 = 0,4$ mol. $\rightarrow X_{B_2} = 0,4/0,9 = 4/9$

Moles A_2B_4 ; $0,5 \cdot 0,6 = 0,3$ mol. $\rightarrow X_{A_2B_4} = 0,3/0,9 = 3/9$

$$K_p = \frac{P_{A_2B_4}}{P_{A_2} \cdot (P_{B_2})^2} = \frac{\frac{3}{9}}{\frac{2}{9} \cdot \left(\frac{4}{9}\right)^2 \cdot (19,30)^2} = 2,04 \cdot 10^{-2} \text{ atm}^{-2}$$

Ejercicio 5. (Calificación máxima: 2 puntos)

En la electrolisis de una disolución acuosa de cloruro de sodio se hace pasar una corriente de 3,0 kA durante 2 horas. Mientras transcurre el proceso, se observa desprendimiento de hidrógeno y se obtiene cloro en medio básico.

a) Escriba y ajuste las semirreacciones que se producen en el ánodo y en el cátodo y la reacción molecular global. Utilice el método de ajuste de ion-electrón.

b) A 25 °C y 1 atm, ¿qué volumen de cloro se obtiene?

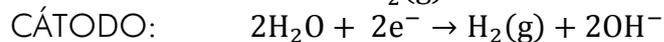
c) ¿Qué masa de hidróxido de sodio se habrá formado en la cuba electrolítica en este tiempo?

Datos. E^0 (V): $Na^+ / Na = -2.71$; $Cl_2 / Cl^- = 1.36$; $H_2O / H_2 = -0.83$. Masas atómicas: $H = 1$; $O = 16$; $Na = 23$. $F = 96485$ C. $R = 0.082 \text{ atm} \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$.

Solución:



a) La semirreacción que se produce en el ánodo es la oxidación del cloruro (Cl^-) a cloro (Cl_2); y la semirreacción que tiene lugar en el cátodo es la reducción del ion hidronio (H^+) a hidrógeno (H_2).



b) A partir del concepto de Faraday y por estequiometría de la reacción se obtiene la masa de cloro:

$$m_{\text{Cl}_2} = \frac{\text{Pat} \cdot I \cdot t}{\text{val} \cdot 96500} = \frac{35,5 \cdot 2 \cdot 3 \cdot 10^3 \cdot 7200}{2 \cdot 96500} = 7946,11\text{g}$$

Conocida la masa, se calculan los moles; y por último, aplicando la ley de los gases ideales se obtiene el volumen de cloro:

$$\text{moles} = \frac{7946,11\text{g}}{\frac{71\text{g}}{\text{mol}}} = 111,92 \text{ mol.}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow V = \frac{111,92 \cdot 0,082 \cdot 298}{1} = 2735 \text{ litros } \text{Cl}_2$$

c) Usando la estequiometría de la reacción se calcula la masa de hidróxido de sodio formado en la cuba electrolítica:

$$111,92 \text{ moles } \text{Cl}_2 \cdot \frac{2 \text{ moles } \text{NaOH}}{1 \text{ mol } \text{Cl}_2} \cdot \frac{(40 \text{ g } \text{NaOH})}{1 \text{ mol } \text{NaOH}} = 8954 \text{ g } \text{NaOH}$$