

PRUEBAS EBAU QUÍMICA

Juan P. Campillo Nicolás

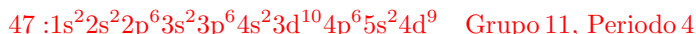
2 de julio de 2019

1. EL ÁTOMO. ENLACE QUÍMICO.

1. a) Escriba la configuración electrónica en su estado fundamental para los elementos de número atómico 11, 15, 47 y 54 y ubíquelos en el sistema periódico. b) Justifique cuál de los cuatro elementos del apartado anterior tiene el mayor valor de energía de ionización y explique la diferencia con respecto a la afinidad electrónica de los elementos 11 y 15.

Respuesta:

- a) las respectivas configuraciones electrónicas son:



- b) El elemento 54 (Xe) es el de mayor energía de ionización, al tratarse de una gas noble. la afinidad electrónica será mayor en el elemento 15 (P) que en el 11 (Na), debido a que dicha propiedad aumenta en un periodo de izquierda a derecha.
2. a) Explique la estructura tridimensional de la molécula de agua mediante la teoría de la hibridación.)
 b) Justifique por qué los puntos de fusión y ebullición del agua son mucho más elevados que los que posee el sulfuro de dihidrógeno. Datos: números atómicos azufre = 16, oxígeno = 8, hidrógeno =1.

Respuesta:

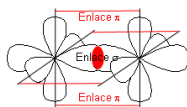
a) La configuración electrónica del átomo de oxígeno es: $1s^2 2s^2 2p^4$. Los cuatro orbitales de la capa de valencia se combinan para dar lugar a la formación de **4 orbitales híbridos sp^3** . Dos de ellos se encuentran ocupados por pares de electrones no enlazantes. Debido a ello, la forma tetraédrica de la molécula que correspondería a este tipo de hibridación pasa a convertirse en una **estructura angular**, con un ángulo H - O - H de unos **104°**.

b) Los puntos de fusión y ebullición del agua son mucho más elevados que los del sulfuro de hidrógeno debido a la formación, en la molécula de agua, de **enlaces por puente de hidrógeno**, que no se forman en la molécula de sulfuro de hidrógeno, debido a la menor electronegatividad del azufre con respecto al oxígeno.

3. a) Explique mediante la Teoría del Enlace de Valencia (TEV) la molécula de nitrógeno. b) Comente brevemente las propiedades que tendrá la sustancia nitrógeno basándose en las fuerzas intermoleculares y justifique por qué sus puntos de fusión y ebullición son menores que los de la sustancia cloruro de hidrógeno. Datos: números atómicos H = 1, N = 7, Cl = 17.

Respuesta:

a) La configuración electrónica del N es: $1s^2 2s^2 2p^3$, con lo que posee tres electrones desapareados. Entre dos átomos de nitrógeno se formará un enlace σ por superposición de un orbital p de cada átomo, y dos enlaces π , por la superposición de los otros dos pares de orbitales p. La representación de los enlaces es la siguiente: b) la molécula es muy estable, debido a la formación de un triple enlace entre

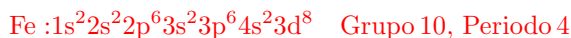
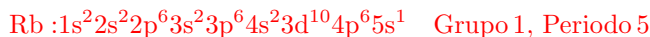


los dos átomos de nitrógeno. Las fuerzas intermoleculares son escasas (fuerzas de London), debidas a la interacción entre dipolos temporales. Debido a ello, sus puntos de fusión y ebullición son muy inferiores a los de la molécula de HCl, donde se dan fuerzas de atracción entre dipolos permanentes.

4. Indique la configuración electrónica en su estado fundamental para los elementos rubidio, hierro y cloro. Señale para cada uno su grupo y periodo. Indique los cuatro números cuánticos del último electrón, electrón diferenciador, del rubidio. Datos: números atómicos Rb 37, Fe 26, Cl 17.

Respuesta:

Las respectivas configuraciones electrónicas son:



Los números cuánticos correspondientes al electrón diferenciador del Rb son: $n = 5, l = 0, m = 0$ y $s = +1/2$ (o $s = -1/2$)

5. La configuración electrónica en su estado fundamental del elemento X es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ y la del elemento Y es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$. a) Ubique los elementos X e Y en el sistema periódico indicando el periodo y grupo en el que se encuentran y señale su nombre y símbolo. b) Defina el concepto de electronegatividad. Justifique cómo varia la electronegatividad en el sistema periódico y compare el valor de la electronegatividad en estos dos elementos X e Y.

Respuesta:

- a) Las respectivas ubicaciones en la tabla periódica son las siguientes:

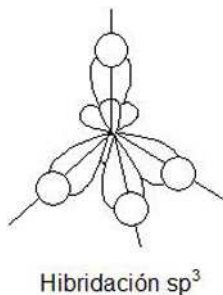


b) La electronegatividad es la tendencia de un elemento a atraer hacia sí los electrones compartidos con otro en un enlace. La electronegatividad aumenta en un periodo de izquierda a derecha, y en un grupo, de abajo hacia arriba. El Kriptón es un gas noble, poseyendo una configuración estable con ocho electrones en su último nivel, por lo que no posee tendencia a formar enlaces con otros átomos y, por tanto, a atraer hacia sí electrones compartidos. Por tanto, el elemento **X es el de mayor electronegatividad**.

6. a) Explique la hibridación del átomo de carbono en la molécula de metano. Realice un dibujo de la molécula con sus orbitales. b) Razone sobre la polaridad que presentaría la molécula de metano y explique las fuerzas intermoleculares que se darán entre sus moléculas. Datos: números atómicos carbono = 6, hidrógeno = 1.

Respuesta:

a) El átomo de carbono, con una configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^2$ presenta una hibridación sp^3 en la molécula de metano. Se forman cuatro orbitales híbridos equivalentes, dando lugar a una molécula tetraédrica, con ángulos de enlace de 109° , aproximadamente. La representación gráfica podría ser la siguiente:



- b) Los cuatro enlaces C - H presentan el mismo momento dipolar, por lo que la suma de todos estos

vectores es nula, siendo por tanto **apolar** la molécula de metano. Al tratarse de una molécula apolar y no poder darse enlaces por puente de hidrógeno, debido a la relativamente baja electronegatividad del carbono, las fuerzas intermoleculares son fuerzas de London, entre dipolos temporales.

7. i) Justifique, basándose en la teoría de la hibridación y en la teoría de repulsión de los pares electrónicos de la capa de valencia (TRPECV), por qué en la molécula de agua el ángulo de enlace H-O-H es igual a $104,5^\circ$. ii) Explique la polaridad del enlace H-O y la polaridad de la molécula de agua. iii) Indique razonadamente por qué el agua tiene mayor punto de fusión y ebullición que el sulfuro de hidrógeno. Datos: Oxígeno $Z = 8$, hidrógeno $Z = 1$, azufre $Z = 16$.

Respuesta:

i) La estructura de Lewis del H_2O implica la existencia de dos pares de electrones no enlazantes sobre el átomo de oxígeno. Para que las repulsiones sean mínimas, la forma de la molécula debe ser angular. La teoría de la hibridación supone la formación de cuatro orbitales híbridos sp^3 , dos de ellos enlazados con sendos orbitales $1s$ del H, y los otros dos ocupados por dos electrones del oxígeno cada uno de ellos. La forma tetraédrica de la molécula quedaría así distorsionada, de forma que el ángulo de enlace H - O, aproximadamente 109° en la molécula tetraédrica, se hace menor que este valor.

ii) Dado que el oxígeno es un elemento más electronegativo que el hidrógeno, el enlace H - O será **polar**. Puesto que la molécula de H_2O tiene forma angular, dicha molécula será también **polar**.

iii) En el agua, el hidrógeno está unido a un elemento muy electronegativo y de pequeño tamaño, lo que dará lugar a la formación de enlaces por **puente de hidrógeno**, lo que no tiene lugar en el H_2S al ser mayor el tamaño del S que el del O. La existencia de enlaces por puente de hidrógeno hace que los puntos de fusión y de ebullición del agua aumenten con respecto a los del sulfuro de hidrógeno.

8. Responda brevemente y justificando cada respuesta: i) ¿Por qué el magnesio ($Z = 12$) y el calcio ($Z = 20$) tienen propiedades químicas similares? ii) Defina energía de ionización e indique cuál de los dos elementos anteriores presentará mayor valor. iii) Defina afinidad electrónica e indique cómo será para estos dos elementos. iv) Compare el carácter reductor de ambos elementos.

Respuesta:

i) Ambos se encuentran situados en el mismo grupo, poseyendo, por tanto, el mismo número de electrones en su último nivel.

ii) La energía de ionización es la energía que debe suministrarse a un átomo para hacerle perder un electrón. Esta propiedad disminuye al bajar a lo largo de un grupo, por lo que el **calcio** tendrá una menor energía de ionización.

iii) La afinidad electrónica es la energía que desprende un átomo gaseoso en su estado fundamental captar un electrón. Al igual que la energía de ionización, disminuye al bajar en un grupo de la tabla periódica, por lo que el **calcio** tendrá menor afinidad electrónica.

iv) El carácter reductor de un elemento es tanto menor cuanto más bajo se encuentre en un grupo, por lo que es, nuevamente, el **calcio** el elemento de mayor carácter reductor.

9. Para las siguientes sustancias: cloruro de sodio, agua, oxígeno y cobre. i) Indique, basándose en el tipo de enlace y fuerzas intermoleculares presentes en cada una de ellas, su estado de agregación a temperatura ambiente y ordénelas de mayor a menor punto de fusión. ii) Justifique la conductividad eléctrica de cada una de estas sustancias. Datos: números atómicos H 1, O 8, Na 11, Cl 17, Cu 29.

Respuesta:

i) El cloruro de sodio es un compuesto iónico, siendo muy intensas las fuerzas de atracción electrostática entre los iones del mismo signo. El agua es un compuesto covalente polar, en el que se forman enlaces por puente de hidrógeno. El oxígeno es un compuesto covalente apolar, donde sólo existen fuerzas de dispersión entre sus moléculas. Por último, el cobre es un compuesto con enlace metálico. Atendiendo

a estas características, el orden decreciente de puntos de fusión sería: **NaCl > Cu > H₂O > O₂**.

ii) El NaCl sólo será conductor cuando se encuentre fundido o en disolución. El agua no es buen conductor, debido a la baja concentración de iones OH⁻ y H₃O⁺. El oxígeno es un mal conductor de la electricidad.

10. i) Dados los siguientes grupos de valores de números cuánticos: (3, 2, -2, +1/2); (4, 0, 1, +1/2); (2, 2, -1, -1/2); (2, -1, 0, 0) y (2, 1, 1, +1/2); indique, justificadamente, cuáles son posibles y cuales no para un electrón en un átomo y, de aquellos que sean posibles, señale el subnivel energético en el que se encuentra ese electrón. ii) Relacione los valores de los números cuánticos con el concepto de orbital, e indique los números cuánticos que describen el orbital 4s, los de un orbital tipo 4p y dibújelos.

Respuesta:

i) **Son posibles la primera y quinta combinaciones** de números cuánticos. En la segunda, el número cuántico m es mayor que el número cuántico l . En la tercera, los valores $de n$ y l son iguales. En la cuarta, l es negativo.

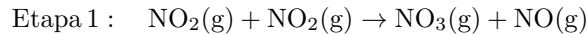
ii) El número cuántico l determina el tipo de orbital. Los números cuánticos que describen el orbital 4s son $n = 4$; $l = 0$, mientras que para el orbital 4p, los números cuánticos son: $n = 4$; $l = 1$. Una representación de los orbitales s y p puede ser la siguiente:



2. ESTEQUIOMETRÍA.

3. CINÉTICA DE REACCIONES.

1. Se ha determinado experimentalmente que para la reacción $\text{CO (g)} + \text{NO}_2 \text{(g)} \rightarrow \text{CO}_2 \text{(g)} + \text{NO (g)}$ su ecuación de velocidad es $v = k [\text{NO}_2]^2$ y el mecanismo propuesto en dos etapas es:



- i) Identifique cuál de las dos etapas será la más lenta explicando razonadamente su decisión. ii) Justifique cómo influye la temperatura en la velocidad de una reacción. iii) Prediga en qué proporción aumentará la velocidad de la reacción global cuando aumentemos al doble la concentración de CO (g) .

Respuesta:

- i) Puesto que la velocidad de la reacción viene determinada por la etapa lenta, ésta será la **etapa 1**.
ii) A partir de la ecuación de Van't Hoff:

$$k = A e^{-(E_a/RT)}$$

Veremos que un aumento de temperatura produce **un aumento** en el valor de k y, por tanto, **en la velocidad** de la reacción.

- iii) Puesto que la velocidad de la reacción es: $v = k[\text{NO}_2]^2$, una variación en la concentración de CO **no afectará a la velocidad**, por no depender ésta de $[\text{CO}]$.

4. TERMOQUÍMICA.

5. EQUILIBRIO QUÍMICO.

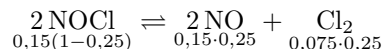
1. En un matraz de 2 L se introducen 9,85 g de cloruro de nitrosilo, NOCl, y se calienta a 350 °C. A dicha temperatura se establece el equilibrio: $2 \text{NOCl (g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO (g)} + \text{Cl}_2 \text{(g)}$. El porcentaje de disociación del NOCl es 25 %. a) Calcule las constantes K_c y K_p a la temperatura dada. b) Halle el valor de la presión total en el equilibrio. c) Indique cómo variaría el rendimiento de la reacción si se trabajara a una presión mayor. Datos Masas atómicas: N = 14, O = 16, Cl = 35,5. $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

Respuesta:

- a) El número inicial de moles de NOCl es:

$$n_0 = \frac{9,85}{65,5} = 0,15$$

En el equilibrio podremos escribir:



Las constantes K_c y K_p tendrán los valores respectivos:

$$K_c = \frac{(0,15 \cdot 0,25/2)^2 0,075 \cdot 0,25/2}{(0,15 \cdot 0,75/2)^2} = 1,04 \cdot 10^{-3}$$

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n} = 1,04 \cdot 10^{-3} 0,082 \cdot 623 = 0,053$$

- b) La presión total en el equilibrio será:

$$P = \frac{(0,15 \cdot 0,75 + 0,15 \cdot 0,25 + 0,075 \cdot 0,25)}{2} 0,082 \cdot 623 = 4,31 \text{ atm}$$

c) Según el Principio de Le Chatelier, al aumentar la presión, el equilibrio tiende a desplazarse hacia donde el número de moles gaseosos sea menor, es decir, el rendimiento **disminuye**.

2. Sabiendo que el producto de solubilidad del cloruro de plata en agua a 25 °C es $1,7 \cdot 10^{-10} \text{ M}^2$, a) Halle la solubilidad molar del cloruro de plata en agua. b) calcule si se formará o no precipitado al añadir 250 mL de una disolución 10^{-5} M de cloruro de sodio a 1 L de disolución de nitrato de plata $0,0002 \text{ M}$.

Respuesta:

- a) El producto de solubilidad es:

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = s^2 \quad s = \sqrt{1,7 \cdot 10^{-10}} = 1,30 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

- b) Las concentraciones de Ag^+ y Cl^- al mezclar ambas disoluciones serán:

$$[\text{Ag}^+] = \frac{0,0002 \cdot 1}{1 + 0,25} = 1,6 \cdot 10^{-4} \text{ M} \quad [\text{Cl}^-] = \frac{0,25 \cdot 10^{-5}}{1 + 0,25} = 2 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

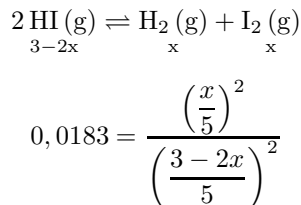
$$[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = 1,6 \cdot 10^{-4} \cdot 2 \cdot 10^{-6} = 3,2 \cdot 10^{-10} > K_{ps}$$

Por tanto, **se produce precipitado**.

3. Para la reacción $2 \text{HI (g)} \rightleftharpoons \text{H}_2 \text{(g)} + \text{I}_2 \text{(g)}$, la constante de equilibrio K , vale 0,0183 a Ja temperatura de 700 K. Se introducen 3 moles de HI en un recipiente de 5 L que estaba vacío y se deja alcanzar el equilibrio a 700 K. a) Calcule la masa de b que se formará en el equilibrio. b) Halle el grado de disociación del HI a 700 K, c) Indique, justificándolo, si se desplazará el equilibrio al aumentar el volumen del recipiente manteniendo la misma temperatura. Datos Masas atómicas H = 1, I = 127.

Respuesta:

a) En el equilibrio, podemos escribir lo siguiente:



Resolviendo la ecuación, obtenemos: $x = 0,32$ moles. La masa de I_2 será, por tanto: $m = 0,32 \cdot 2 \cdot 127 = 81,28$ g de I_2

b) El grado de disociación es:

$$\alpha = \frac{2x}{3} = \frac{0,64}{3} = 0,213$$

c) El equilibrio **no experimenta variación** al existir igual número de moles de sustancias gaseosas en ambos miembros de la reacción.

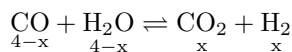
4. El amoníaco a nivel industrial se ha venido produciendo con la reacción: $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$ $\Delta H = -92,2$ kJ. Explique cualitativamente como favorecería la producción de amoníaco variando parámetros tales como la concentración de los reactivos o del producto, presión del reactor y temperatura de reacción.

Respuesta:

- a) Para aumentar la producción de amoníaco, podemos: a) **Aumentar la concentración de los reactivos**. b) **Retirar amoníaco** según se vaya produciendo. c) **Aumentar la presión**, pues el equilibrio se desplaza hacia donde el número de moles de sustancias gaseosas sea menor. d) Al ser exotérmica la reacción, una **disminución de temperatura** tiende a aumentar la formación de amoníaco (si bien, la velocidad de la reacción se hará significativamente menor).
5. El monóxido de carbono reacciona con agua a alta temperatura según: $\text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$. Cuando en un matraz de 5 litros se introducen inicialmente 4 moles de CO, 4 moles de agua y se calienta el sistema hasta 1000 K se establece un equilibrio cuya constante vale: $K_c = 1,44$. Calcule: a) Concentración de todas las especies presentes en el equilibrio a dicha temperatura. b) K_p y la presión total de la mezcla en el equilibrio a 1000 K. Datos: $R = 0,082$ atm L · mol⁻¹ · K⁻¹ K

Respuesta:

a) Cuando se alcance el equilibrio podremos escribir lo siguiente:



Aplicando la constante K_c :

$$1,44 = \frac{(x/5)^2}{(4-x)/5^2} \quad x = 2,18 \text{ moles}$$

Así pues: $[\text{CO}_2] = [\text{H}_2] = \frac{2,18}{5} = 0,436$ M y $[\text{CO}] = [\text{H}_2\text{O}] = \frac{4-2,18}{5} = 0,364$ M

b) La constante K_p tiene el valor:

$$K_p = K_c(\text{RT})^{\Delta n} = K_c(\text{RT})^0 = 1,44$$

Para calcular la presión total, aplicamos la ecuación de los gases:

$$P \cdot 5 = (4 - x + 4 - x + x + x) 0,082 \cdot 1000 \quad P = 131,2 \text{ atm}$$

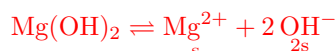
6. El hidróxido de magnesio es poco soluble en agua. A 18 °C solo se disuelven 9 mg de este hidróxido en 1 litro de agua. a) Escriba la ecuación de solubilidad del hidróxido de magnesio en agua. b) Halle las concentraciones de los iones en la disolución saturada a 18 °C. c) Calcule el valor del producto de solubilidad para este hidróxido a la temperatura citada.. Datos: masas atómicas H 1,0; O 16,0; Mg 24,3.

Respuesta:

- a) La solubilidad del hidróxido de magnesio, expresada en mol/L es:

$$s = \frac{9 \cdot 10^{-3} / 58,3}{1} = 1,54 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

La ecuación de solubilidad es la siguiente:



- b) En una disolución saturada a 18° C, las respectivas concentraciones son:

$$[\text{Mg}^{2+}] = 1,54 \cdot 10^{-4} \text{ M} \quad [\text{OH}^-] = 2 \cdot 1,54 \cdot 10^{-4} = 3,08 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

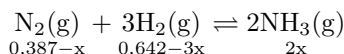
- c) El producto de solubilidad es:

$$K_{ps} = [\text{Mg}^{2+}][\text{OH}^-]^2 = 4s^3 = 4(1,54 \cdot 10^{-4})^3 = 1,46 \cdot 10^{-11}$$

7. En un matraz se introducen 0,387 moles de nitrógeno y 0,642 moles de hidrógeno, se calienta a 800 K y se establece el equilibrio: $\text{N}_2(g) + 3 \text{H}_2(g) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(g)$ $\Delta H = -107,2 \text{ kJ}$, encontrándose que se han formado 0,010 moles de amoníaco y siendo entonces 11 atm la presión del recipiente. i) Calcule el valor de las constantes Kp y Kc, a la citada temperatura. ii) Indique cómo se modificará el rendimiento de la reacción si el equilibrio se establece a 1300 K. No olvide citar en qué principio o ley se basa su decisión.. Datos: R = 0.082 atm·L mol⁻¹K⁻¹

Respuesta:

- i) En el equilibrio podemos escribir:



Del equilibrio anterior y de los datos del enunciado se deduce que $2x = 0,010$ moles, con lo que el número total de moles en el equilibrio será: $n_{eq} = 0,387 + 0,642 - 0,010 = 1,039$ mol. Aplicando la ecuación de los gases:

$$11 \cdot V = 1,039 \cdot 0,082 \cdot 800 \quad V = 6,2 \text{ L}$$

Las constantes Kc y Kp serán, respectivamente:

$$K_c = \frac{\left(\frac{0,01}{6,2}\right)^2}{\left(\frac{0,382}{6,2}\right) \left(\frac{0,627}{6,2}\right)^3} = 0,041$$

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n} = 0,041(0,082 \cdot 800)^{-2} = 9,53 \cdot 10^{-6}$$

- ii) Al aumentar la temperatura, en aplicación de la ecuación de Van't Hoff:

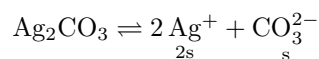
$$\ln \frac{K_2}{K_1} = \frac{\Delta H^0}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

Un aumento de temperatura producirá un aumento en el valor de K, por lo que **el equilibrio se desplazará hacia la formación de NH₃.**

8. El carbonato de plata es una sal muy poco soluble en agua, siendo el valor de su producto de solubilidad $8,46 \cdot 10^{-12}$ i) Escriba la ecuación química del equilibrio de solubilidad de esta sal y deduzca la expresión que relaciona el producto de solubilidad con la solubilidad molar. ii) Calcule el volumen de disolución saturada de esta sal que contendrá un gramo de plata disuelta. Datos: Masas atómicas: plata = 107,9.

Respuesta:

i) La ecuación del equilibrio de disociación es:



la constante K_{ps} será: $K_{ps} = [\text{Ag}]^{+2}[\text{CO}_3^{2-}] = (2s)^2s = 4s^3$

ii) A partir del dato de la constante del producto de solubilidad:

$$8,46 \cdot 10^{-12} = 4s^3 \quad s = 4,86 \cdot 10^{-5} \text{M}$$

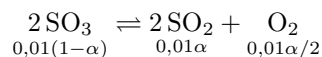
El número de moles correspondientes a 1 g de plata será: $n = \frac{1}{107,9} = 9,27 \cdot 10^{-3}$. El volumen de disolución saturada que contenga esta cantidad de plata se deduce de:

$$4,86 \cdot 10^{-5} = \frac{9,27 \cdot 10^{-3}}{V} \quad V = 190,7 \text{L}$$

9. En un recipiente de 2 L se introducen 1,6 g de SO_3 . Se calienta a 800°C y, cuando se alcanza el equilibrio $2 \text{SO}_3(\text{g}) \rightarrow 2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$, la presión total del sistema es 1,28 atm: . i) Calcule el grado de disociación del SO_3 ii) Halle el valor de K_c en esas condiciones. iii) Escriba la fórmula que relaciona K_p con K_c y halle K_p en las condiciones de equilibrio. Datos Masas atómicas S = 32,1; O = 16,0. R = 0,082 atm L mol⁻¹ K⁻¹

Respuesta:

i) La concentración inicial de SO_3 será: $c = \frac{1,6/80}{2} = 0,01 \text{M}$. En el equilibrio podremos escribir:



El concentración en el equilibrio es: $c_{eq} = 0,01 (1 + \alpha/2)$. Aplicando la ecuación de los gases, tendremos:

$$1,28 = 0,01 \left(1 + \frac{\alpha}{2}\right) 0,082 \cdot 1073 \quad \alpha = 0,91$$

ii) El valor de K_c será:

$$K_c = \frac{(0,01 \cdot 0,91)^2 (0,01 \cdot 0,455)}{(0,01 \cdot 0,09)^2} = 0,46$$

iii) La relación entre K_p y K_c es:

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

En nuestro caso, tendremos:

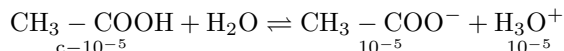
$$K_p = 0,46 \cdot 0,082 \cdot 1073 = 40,47$$

6. ÁCIDOS Y BASES.

1. Disponemos de disoluciones acuosas de ácido acético y cloruro de amonio. Queremos obtener, a partir de cada una de ellas, una disolución de pH = 5. Calcule la concentración que deberá tener: a) La disolución de CH₃COOH. b) La disolución de NH₄Cl. Datos: K_w = 10⁻¹⁴ K_a CH₃COOH = 1,8 · 10⁻⁵ . K_b NH₃ = 1,8 · 10⁻⁵

Respuesta:

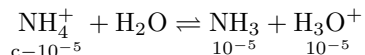
- a) Al ser el pH 5, tendremos que: [H₃O⁺] = [CH₃ - COO⁻] = 10⁻⁵. Teniendo en cuenta el equilibrio:



Podremos escribir:

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{(10^{-5})^2}{c - 10^{-5}} \quad \text{Obteniéndose } c = 1,55 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

- b) Para la disolución de NH₄Cl podremos escribir:



La constante para este equilibrio es:

$$K = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]} = \frac{K_w}{K_b} = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,55 \cdot 10^{-10}$$

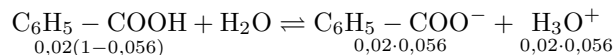
Así pues, podremos poner:

$$5,55 \cdot 10^{-10} = \frac{(10^{-5})^2}{c - 10^{-5}} \quad \text{Obteniéndose } c = 1,18 \text{ M}$$

2. En una disolución acuosa de ácido benzoico C₆H₅-COOH de concentración 0,02 M, éste se encuentra ionizado en un 5,6%. a) Calcule la constante de acidez K_a, y el pH de la disolución.. b) Calcule el volumen de una disolución de KOH 0,1 M que se consumirá para alcanzar el punto de equivalencia en su reacción con 20 mL del ácido benzoico 0,02 M.

Respuesta:

- a) El equilibrio de ionización del ácido benzoico es el siguiente:



La constante K_a será:

$$K_a = \frac{[\text{C}_6\text{H}_5 - \text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{C}_6\text{H}_5 - \text{COOH}]} = \frac{(0,02 \cdot 0,056)^2}{0,02(1 - 0,056)} = 6,64 \cdot 10^{-5}$$

El pH será: pH = - log (0,02 · 0,056) = 2,95

- b) Puesto que en la neutralización un mol de ácido reacciona con un mol de base, el volumen de disolución de KOH se obtendrá a partir de:

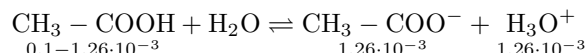
$$V \cdot 0,1 = 20 \cdot 0,02 \quad V = 4 \text{ mL}$$

3. Se dispone de dos frascos sin identificar. Uno contiene una disolución acuosa de cloruro de hidrógeno 0,10 M y el otro una disolución 0,10 M de ácido acético. Se mide su acidez y se obtiene como resultando que el frasco A tiene un pH 2,9 y el frasco B un pH 1,0 a) Justifique qué frasco contiene cada uno de los dos ácidos. b) Halle la constante de acidez (K_a) del ácido acético.

Respuesta:

a) Al ser el ácido clorhídrico un ácido fuerte, se encuentra completamente ionizado, por lo que su pH será: $\text{pH} = -\log c = -\log 0,1 = 1$. Por tanto el frasco **B es el que contiene HCl**, mientras que el **A contiene ácido acético**.

La concentración de H_3O^+ para el ácido acético es: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,9} = 1,26 \cdot 10^{-3}$ M. El equilibrio de ionización del ácido acético puede ser representado por:



Con lo que la constante K_a para el ácido acético será:

$$K_a = \frac{(1,26 \cdot 10^{-3})^2}{0,1 - 1,26 \cdot 10^{-3}} = 1,61 \cdot 10^{-5}$$

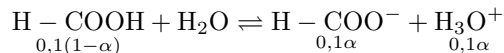
4. a) Halle el pH y el grado de disociación de una disolución acuosa de ácido metanoico que contiene 0,46 g del ácido en 100 mL de disolución. Escriba los equilibrios que se darán en la citada disolución. Datos: $K_w = 10^{-14}$, $K_a\text{HCOOH} = 1,85 \cdot 10^{-4}$ Masas atómicas H = 1; C = 12; O = 16.

Respuesta:

a) La concentración inicial de ácido metanoico será:

$$c = \frac{0,46/46}{0,1} = 0,1 \text{ M}$$

El equilibrio de ionización será:



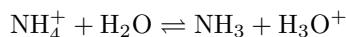
$$1,85 \cdot 10^{-4} = \frac{0,1\alpha^2}{1-\alpha} \quad \text{De donde : } \alpha = 0,042 \text{ y } \text{pH} = -\log(0,1 \cdot 0,042) = 2,38$$

5. Razone cualitativamente, escribiendo las ecuaciones químicas correspondientes, el carácter ácido, básico o neutro de las cuatro disoluciones acuosas siguientes; i) Disolución de NaCl 0,1 M. ii) Disolución de NH_4Cl 0,1 M. iii) Disolución de NaF 0,1 M. iv) Disolución de NH_4F 0,1 M. datos: $K_w = 10^{-14}$; $K_a(\text{HF}) = 6,8 \cdot 10^{-4}$; $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

Respuesta:

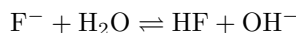
i) El NaCl es una sal de ácido fuerte y base fuerte, por lo que sus respectivos base y ácido conjugados son muy débiles, y no experimentan hidrólisis. El pH de la disolución será **neutro**.

ii) El NH_4Cl es una sal de ácido fuerte y base débil. El ácido conjugado de esta última, NH_4^+ experimenta el siguiente proceso de hidrólisis:



Con lo que el pH de esta disolución es **ácido**.

iii) El NaF es una sal de ácido débil y base fuerte, por lo que la base conjugada del ácido débil, F⁻, experimenta el siguiente proceso de hidrólisis:



Siendo **básico** el pH de la disolución.

iv) En este caso, la sal deriva de un ácido débil y de una base débil. Para conocer si el pH de la disolución es ácido, básico o neutro, deberemos conocer las constantes de hidrólisis de los iones F⁻ y NH₄⁺, que son, respectivamente:

$$K_h(F^-) = \frac{[HF][OH^-]}{[F^-]} = \frac{10^{-14}}{K_a(HF)} = 1,47 \cdot 10^{-11} \text{ (equivale a una constante de basicidad)}$$

$$K_h(NH_4^+) = \frac{[NH_3][H_3O^+]}{[NH_4^+]} = \frac{10^{-14}}{K_b(NH_3)} = 1,47 \cdot 10^{-11} = 5,56 \cdot 10^{-10} \text{ (equivale a una constante de acidez)}$$

Por tanto, al tener el ion NH₄⁺ una constante de acidez mayor que la constante de basicidad del ion F⁻, el pH de la disolución será **ligeramente ácido**.

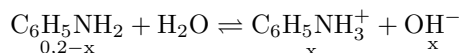
6. Hemos preparado dos disoluciones acuosas independientes. Una es de la base débil anilina (C₆H₅-NH₂) que en agua produce el catión C₆H₅-NH₃⁺. Esta disolución se ha preparado a partir de 4,65 g de anilina añadiendo agua hasta un volumen final de 250 mL. La otra disolución es de acetato de sodio (CH₃-COONa) 0,2 M. a) Escriba la ecuación de disociación de la anilina en agua y calcule el pH de su disolución. b) Justifique que la disolución acuosa de acetato de sodio es más básica que la de anilina. Datos: K_b C₆H₅-NH₂ 4,3·10⁻¹⁰; K_a CH₃-COOH 1,8·10⁻⁵; K_w = 10⁻¹⁴. Masas atómicas H 1; C 12; N 14.

Respuesta:

a) La concentración inicial de la anilina es:

$$c_0 = \frac{4,65 \text{ g anilina}}{93 \text{ g anilina} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,2$$

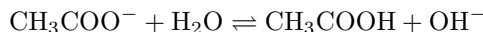
La ecuación de disociación de la anilina es:



Conocida la constante K_b, tendremos:

$$4,3 \cdot 10^{-10} = \frac{x^2}{0,2 - x} \quad x = 9,27 \cdot 10^{-6} \quad \text{pH} = 1 + \log [OH^-] = 8,97$$

b) El ion acetato experimenta el siguiente proceso de hidrólisis:



Con una constante de hidrólisis:

$$K_h = \frac{[CH_3COOH][OH^-]}{[CH_3COO^-]} = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,56 \cdot 10^{-10} > 4,3 \cdot 10^{-10}$$

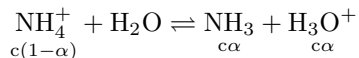
Por lo que la constante de hidrólisis del ion acetato, equivalente a una K_b, es mayor que la K_b de la anilina. La disolución de ion acetato es más básica que la de anilina (a iguales concentraciones).

7. i) Determine los gramos de cloruro de amonio que deben utilizarse para preparar 250 mL de una disolución acuosa cuyo pH sea 4,5. ii) Indique todos los equilibrios que se producirán en dicha disolución. iii) Halle el grado de hidrólisis. Datos: Masas atómicas Cl = 35,5; N = 14,0; H = 1,0. K_b amoníaco =

$$1,8 \cdot 10^{-5} \cdot K_w = 10^{-14}$$

Respuesta:

i) El ion amonio experimentará la siguiente reacción de hidrólisis:



Con una constante:

$$K_h = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,56 \cdot 10^{-10}$$

Así pues, sabiendo que $\text{pH} = -\log c\alpha = 4,5$, tendremos: $c\alpha = 10^{-4,5} = 3,16 \cdot 10^{-5}$.

$$5,56 \cdot 10^{-10} = \frac{(3,16 \cdot 10^{-5})^2}{c(1-\alpha)}$$

Despreciando $c\alpha$ frente a c , tendremos: $c = 1,80$ M. A partir de esta concentración, podremos escribir:

$$1,80 = \frac{\frac{m_{\text{NH}_4\text{Cl}}}{53,5}}{0,25} \quad m_{\text{NH}_4\text{Cl}} = 24,1 \text{ g}$$

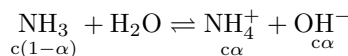
iii) El grado de hidrólisis será:

$$\alpha = \frac{3,16 \cdot 10^{-5}}{1,8} = 1,76 \cdot 10^{-5}$$

8. i) Calcule el pH de una disolución acuosa que contiene 0,425 g de amoníaco en 100 mL de disolución.
 ii) Explique brevemente qué es una disolución reguladora o tampón, y justifique cuál de las siguientes parejas podría formar una disolución de dicho tipo: HCl y NaCl, HCl y NH_4Cl , NH_3 y NH_4Cl , NH_3 y NaOH. . Datos: Masas atómicas N = 14,0; H = 1,0. K_b amoníaco = $1,8 \cdot 10^{-5}$. $K_w = 10^{-14}$

Respuesta:

i) La concentración inicial de amoníaco es: $c = \frac{0,425}{17} = 0,25$ M. A partir del equilibrio de ionización:



Aplicando la constante K_b :

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{0,25\alpha^2}{1-\alpha} \quad \alpha = 8,45 \cdot 10^{-3}$$

La concentración de OH^- será: $[\text{OH}^-] = 0,25 \cdot 8,45 \cdot 10^{-3} = 2,11 \cdot 10^{-3}$ y $\text{pH} = 14 + \log 2,11 \cdot 10^{-3} = 11,3$

ii) Una disolución reguladora es aquella que contiene concentraciones similares de un ácido débil y su base conjugada (o una base débil y su ácido conjugado). Sólo el par NH_3 y NH_4Cl podrá formar una disolución reguladora.

9. Para valorar 50 mL de una disolución acuosa de NaOH se han utilizado 47 mL de otra disolución acuosa de $\text{CH}_3\text{-COOH}$ 0,5 M i) Calcule la concentración molar de la base al inicio de la valoración. ii) Determine el pH en el punto final de la valoración. iii) Razone qué indicador podrá utilizar para esta valoración. Datos: K_a $\text{CH}_3\text{-COOH} = 1,85 \cdot 10^{-5}$. $K_w = 10^{-14}$ Intervalos de viraje: azul de bromofenol pH

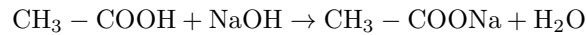
= 3,0 - 4,6; azul de bromotimol pH 6,0 - 7,6; fenolftaleína pH 8,3 - 10,0.

Respuesta:

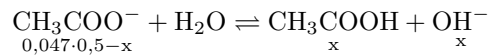
i) Puesto que la reacción se produce mol a mol, podremos escribir:

$$n_{\text{ácido}} = n_{\text{base}} \quad 47 \cdot 0,5 = 50 \cdot M \quad M = 0,47$$

ii) la reacción de neutralización es:



El ion $\text{CH}_3 - \text{COO}^-$ experimenta el siguiente proceso de hidrólisis:



Cuya constante es:

$$K_h = \frac{10^{-14}}{1,85 \cdot 10^{-5}} = 5,40 \cdot 10^{-10}$$

$$5,40 \cdot 10^{-10} = \frac{x^2}{0,047 \cdot 0,5 - x} \quad x = 3,56 \cdot 10^{-6} = [\text{OH}^-]$$

El pH tendrá el valor: $\text{pH} = 14 + \log [\text{OH}^-] = 8,55$.

iii) dados los indicadores de viraje, el indicador que debe utilizarse es la **fenolftaleína**.

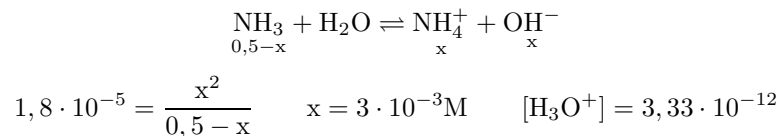
10. i) Halle el pH de una disolución acuosa que contiene 1,70 g de amoníaco en 200 mL de disolución.
 ii) Se hacen reaccionar 10 mL de la disolución anterior con 12,5 mL de una disolución de HCl de concentración 0,4 M. Razone si la disolución final será ácida, básica o neutra. Datos: $K_b \text{ NH}_3 = 1,8 \cdot 10^{-5}$ Masas atómicas H = 1,0; N = 14,0.

Respuesta:

i) La concentración de amoníaco es:

$$c = \frac{1,70}{0,2} = 0,5 \text{ M}$$

A partir del equilibrio:

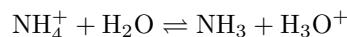


Con lo que: $\text{pH} = -\log 3,33 \cdot 10^{-12} = 11,48$.

ii) El número de moles de ácido y de base serán, respectivamente:

$$n_{\text{ácido}} = 0,015 \cdot 0,4 = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \quad n_{\text{base}} = 0,01 \cdot 0,5 = 5 \cdot 10^{-3}$$

El número de moles de ácido y de base es el mismo pero, al formarse NH_4Cl , una sal de ácido fuerte y base débil, el ion NH_4^+ experimentará el siguiente proceso de hidrólisis:



Con lo que la disolución final será **ácida**.

7. OXIDACIÓN Y REDUCCIÓN.

1. Un método para proteger de la corrosión a los depósitos y a las conducciones de hierro de las instalaciones comunitarias de agua caliente consiste en utilizar los denominados electrodos de sacrificio. Indique razonadamente qué metales de los siguientes podríamos utilizar para ese fin: níquel, magnesio o estaño. Datos: $E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$; $E^0(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,26 \text{ V}$; $E^0(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2,36 \text{ V}$; $E^0(\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}) = -0,14 \text{ V}$.

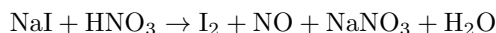
Respuesta:

Se podrán emplear como electrodos de sacrificio aquellos que en la pila formada actúen como ánodos, de forma que el Fe^{2+} se reduzca a Fe. Para los electrodos indicados, sólo el **electrodo (Mg^{2+}/Mg)** cumplirá esta condición, pues el potencial de la pila formada por este electrodo y por el electrodo (Fe^{2+}/Fe) tendrá un potencial: $\epsilon^0 = -0,44 - (-2,36) = +1,92 \text{ V}$

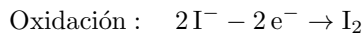
2. A 100 g de yoduro de sodio se añade ácido nítrico HNO_3 hasta que se completa la reacción. Se obtienen I_2 , NO , NaNO_3 y agua como productos de la reacción. a) Ajuste las semiecuaciones de oxidación y reducción por el método del ion-electrón y ajuste tanto la reacción iónica como la molecular. b) Indique qué sustancia actúa como reductor y cuál como oxidante. c) Halle el volumen de ácido nítrico 2 M que necesitaremos para completar la reacción. Datos Masas atómicas: Na = 23; I = 127.

Respuesta:

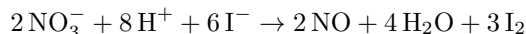
- a) La reacción que tiene lugar es la siguiente:



Siendo las semirreacciones de oxidación y de reducción las siguientes:



multiplicando la primera semirreacción por 3, la segunda por 2, y sumando ambos resultados, se obtiene:



En forma molecular, nos queda:



- b) El I^- actúa como reductor, mientras el NO_3^- actúa como oxidante.

c) 100 g de NaI corresponden a un número de moles: $n = 100/150 = 0,67$ moles. Teniendo en cuenta que 3 moles de NaI reaccionan con cuatro moles de HNO_3 , podremos establecer la siguiente reacción:

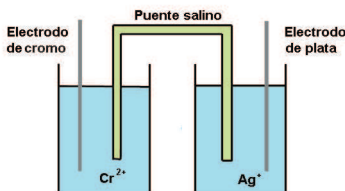
$$\frac{3 \text{ moles NaI}}{4 \text{ moles HNO}_3} = \frac{0,67 \text{ moles NaI}}{x \text{ moles HNO}_3}$$

Con lo que el número de moles de 4 HNO_3 será de 0,89 moles. Así pues, tendremos que: $0,89 = V \cdot 2$. Despejando, se obtiene $V = 0,45 \text{ L}$ de HNO_3 2 M

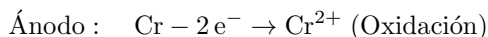
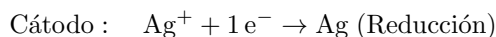
3. A partir de los valores de potenciales estándar de reducción que figuran como datos: a) Justifique qué combinación de electrodos estándar utilizaría para construir la pila voltaica que presente el mayor potencial estándar y dibújela. b) Escriba las semiecuaciones de oxidación y reducción señalando cuál se realiza en el ánodo y cuál en el cátodo. Escriba la reacción global que ocurre en la pila construida. Datos: $E^0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$, $E^0(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,23 \text{ V}$ y $E^0(\text{Cr}^{2+}/\text{Cr}) = -0,90 \text{ V}$.

Respuesta:

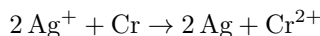
a) La pila que produzca un mayor potencial estándar es aquella cuya diferencia entre los potenciales de cátodo y ánodo sea mayor. En este caso, se construye utilizando los electrodos de plata y cromo. El potencial de esta pila será: $\varepsilon^0 = 0,80 - (-0,90) = +1,70 \text{ V}$. La representación gráfica será la siguiente:



b) Las semirreacciones serán:



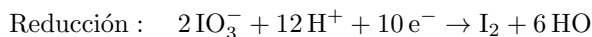
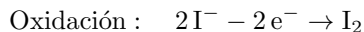
la reacción global será:



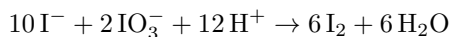
4. a) Ajuste la siguiente reacción $\text{KIO}_3 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{K}_2\text{SO}_4$, por el método del ion electrón. b) Deduzca si la citada reacción será espontánea en condiciones estándar y cuál será la especie reductora. Datos: $E^0(\text{I}_2/\text{I}^-) = +0,54 \text{ V}$. $E^0(\text{IO}_3^-/\text{I}_2) = +1,20 \text{ V}$.

Respuesta:

a) Las semirreacciones de oxidación y de reducción son las siguientes:



Multiplicando la primera semirreacción por 5 y sumándole la segunda, tendremos:



Que en forma molecular queda así:



La especie reductora será el I^- .

b) Para que la reacción sea espontánea, debe cumplirse que: $\varepsilon^0 = \varepsilon_{\text{cátodo}}^0 - \varepsilon_{\text{ánodo}}^0 > 0$. para esta reacción, el potencial estándar será:

$$\varepsilon^0 = 1,20 - 0,54 = 0,66 \text{ V}$$

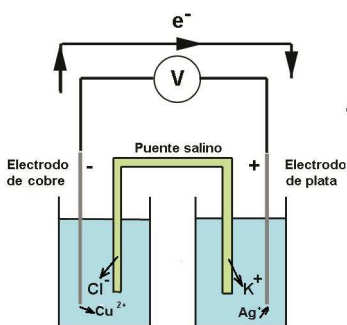
Por tanto, la reacción es **espontánea**.

5. Se quiere construir una pila con electrodos de cobre, de plata, disoluciones de sulfato de cobre (II) 1 M, de nitrato de plata 1 M, de cloruro de potasio 1 M y los cables necesarios. a) Indique como construiría la pila con el material descrito de forma que circulara corriente eléctrica entre las electrodos. Dibújela,

mostrando qué polo es el positivo y cuál el negativo, señalando el sentido del movimiento de los electrones en el circuito externo y el movimiento de los iones en cada uno de los electrodos y en el puente salino. b) Indique qué electrodo actúa como ánodo y cuál como cátodo, escribiendo las reacciones que tienen lugar en cada uno de ellos. Calcule además el potencial de la pila. Datos: $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$; $E^0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$.

Respuesta:

a) En un vaso de precipitados vertemos disolución de sulfato de cobre (II) e introducimos en dicho vaso un electrodo de cobre metálico. En un segundo vaso de precipitados colocamos una disolución de nitrato de plata e introducimos un electrodo de plata. En un tubo en U colocamos la disolución de KCl y, tapando los extremos con algodón o papel de filtro, introducimos cada uno de sus extremos en uno de los vasos. Unimos los electrodos metálicos mediante cables de conexión, y estos, a su vez, con un voltímetro. El esquema podría ser el siguiente:



b) El electrodo $\text{Cu}|\text{Cu}^{2+}$ actúa como ánodo (electrodo positivo), produciéndose el proceso: $\text{Cu} - 2e^- \rightarrow \text{Cu}^{2+}$. El electrodo $\text{Ag}^+|\text{Ag}$ actúa como cátodo (electrodo negativo), teniendo lugar el proceso: $\text{Ag}^+ + 1e^- \rightarrow \text{Ag}$

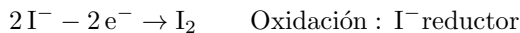
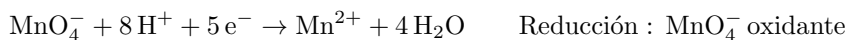
El potencial de la pila es:

$$\varepsilon^0 = \varepsilon_{\text{cátodo}}^0 - \varepsilon_{\text{ánodo}}^0 = 0,80 - 0,34 = 0,46 \text{ V}$$

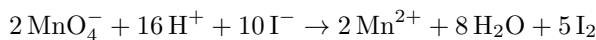
6. a) Ajuste por el método de los iones-electrón la reacción: $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ indicando la fórmula de la especie reductora. b) Justifique, realizando los cálculos necesarios, si esta reacción es espontánea en condiciones estándar. Datos: $E^0(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) = +1,23 \text{ V}$; $E^0(\text{I}_2/2\text{I}^-) = +0,54 \text{ V}$

Respuesta:

a) Las semirreacciones son las siguientes:



Multiplicando la primera semirreacción por dos, la segunda por cinco, y sumando miembro a miembro, tendremos:



En forma molecular:

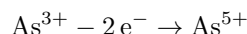
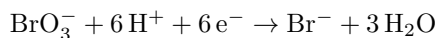


b) El potencial es: $\varepsilon^0 = \varepsilon_{\text{cátodo}}^0 - \varepsilon_{\text{ánodo}}^0 = 1,23 - 0,54 = +0,69 \text{ V}$. teniendo en cuenta que: $\Delta G^0 = -nF\varepsilon^0 < 0$, la reacción es **espontánea**.

7. Cuando se realiza la valoración de una especie de arsénico (III) con iones bromato en medio básico, el arsénico (III) pasa a arsénico (V) y el anión bromato pasa a anión bromuro. i) Escriba la ecuación iónica global y ajústela por el método del ion electrón. ii) Calcule la masa de arsénico disuelta si se necesitan 20,2 mL de una disolución 0,54 M de iones bromato para transformar todo el arsénico (III) disuelto. Datos: Masa atómica del arsénico: 74,9.

Respuesta:

i) Las semirreacciones son las siguientes:



Multiplicando la segunda semirreacción por tres, y sumando la primera, tendremos:



A partir de la reacción ajustada, podemos plantear la siguiente relación:

$$\frac{1 \text{ mol BrO}_3^-}{0,0202 \cdot 0,54 \text{ mol BrO}_3^-} = \frac{3 \text{ mol As}^{3+}}{x \text{ mol As}^{3+}} \quad x = 0,0327 \text{ mol As}^{3+}$$

La masa de arsénico disuelto es: $m = 0,0327 \cdot 74,9 = 2,45 \text{ g}$

8. El permanganato de potasio es un oxidante que en medio ácido produce iones manganeso (II), pero cuando el permanganato de potasio actúa en medio básico genera dióxido de manganeso como producto. i) Ajuste, por el método del ion electrón, las semirreacciones del anión permanganato actuando en medio ácido y en medio básico. Indique si se trata de semirreacciones de oxidación o reducción. ii) Razone si un anillo de plata se oxidará en contacto con una disolución de permanganato de potasio en medio ácido o en medio básico en condiciones estándar. En caso afirmativo escriba la reacción de oxidación-reducción ajustada. Datos: $E^0 (\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}) = +1,51 \text{ V}$; $E^0 (\text{MnO}_4^- / \text{MnO}_2) = +0,59 \text{ V}$; $E^0 (\text{Ag}^+ / \text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$

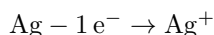
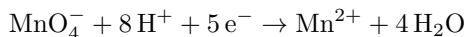
Respuesta:

i) Las respectivas semirreacciones son:

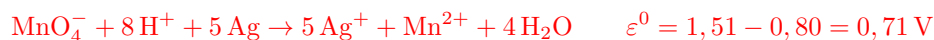


Se trata, en ambos casos, de semirreacciones de **reducción**.

ii) La reacción podrá producirse sólo en medio ácido, pues el potencial de la reacción en medio básico sería negativo: $\varepsilon^0 = 0,59 - 0,80 = -0,21 \text{ V}$. Las semirreacciones correspondientes al proceso en medio ácido serían:



Multiplicando la segunda semirreacción por cinco, y sumando la primera, tendremos:



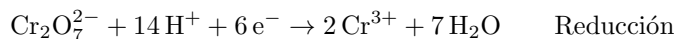
9. El dicromato de potasio oxida al nitrito de sodio en presencia de una disolución acuosa de cloruro de hidrógeno, según la reacción:



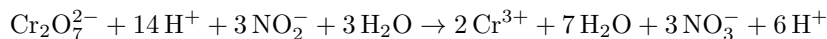
i) Ajuste por el método del ion electrón la ecuación anterior. ii) Calcule el volumen de dicromato de potasio 2 M necesario para oxidar 20 g de nitrito de sodio. Datos Masas atómicas N 14,0; O = 16,0; Na 23, 0.

Respuesta:

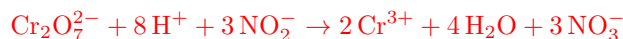
i) Las semirreacciones de reducción y de oxidación son, respectivamente:



Multiplicando la segunda semirreacción por tres, y sumando miembro a miembro, tendremos:



Agrupando términos:



En forma molecular:



ii) A partir de la igualdad:

$$\frac{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{V \cdot 2 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = \frac{3 \cdot 69 \text{ g NaNO}_2}{20 \text{ g NaNO}_2} \quad V = 0,048 \text{ L}$$

10. i) Dibuje la pila de mayor voltaje que se puede construir con los electrodos estándar que figuran en los datos, indicando qué electrodo actuará como ánodo y cuál como cátodo.. ii) Discuta la espontaneidad de las reacciones de un clavo de hierro sumergido en una disolución acuosa de sulfato de cobre(II) y de una moneda de cobre sumergida en una disolución acuosa de sulfato de hierro(II). Datos: $E^0(\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$; $E^0(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$; $E^0(\text{Ni}^{2+} / \text{Ni}) = -0,26 \text{ V}$; $E^0(\text{H}^+ / \text{H}_2) = 0,00 \text{ V}$; $E^0(\text{Al}^{3+} / \text{Al}) = -1,68 \text{ V}$; $E^0(\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$

Respuesta:

i) La pila de mayor voltaje es: **Al|Al³⁺ || Cu²⁺|Cu**, cuyo potencial es: $\varepsilon = 0,34 - (-1,68) = +2,02 \text{ V}$. El electrodo Al | Al³⁺ actuará como ánodo, mientras que el electrodo **Cu | Cu²⁺** lo hará como **cátodo**.

ii) la primera reacción es espontánea, pues el potencial sería: $\varepsilon = 0,34 - (-0,44) = +0,78 \text{ V}$. Por el contrario, la segunda reacción no es espontánea, pues su potencial sería: $\varepsilon = -0,44 - 0,34 = -0,78 \text{ V}$

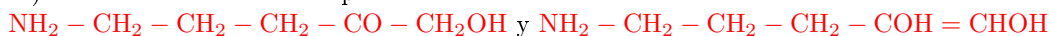
8. QUÍMICA ORGÁNICA.

1. a) Indique el nombre de la molécula: $\text{NH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-COOH}$. b) Formule y nombre dos isómeros de función del compuesto anterior c) Escriba la reacción de obtención del Poliestireno (PS).

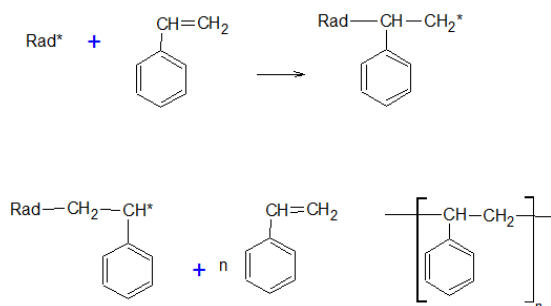
Respuesta:

a) El nombre de la molécula es **ácido 5-aminopentanoico**.

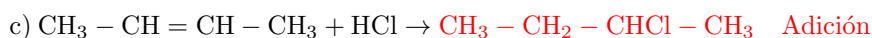
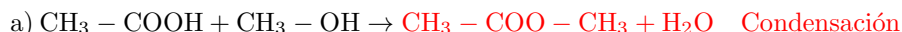
b) Dos isómeros de función pueden ser:



c) La reacción de obtención del poliestireno es:



2. Complete las reacciones siguientes y justifique si se trata de reacciones de sustitución, adición o condensación. Nombre, además, las sustancias que aparezcan en ellas:



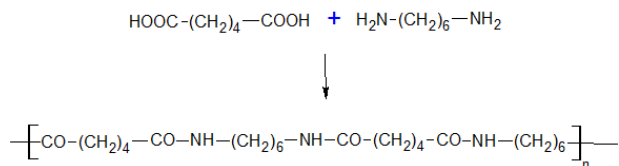
Reacción a: ácido **etanoico** + **metanol** → **etanoato de metilo**. Reacción b: **bromoetano** → **etanol**. Reacción c: **2-buteno** → **2-clorobutano**

3. a) Formule y nombre los isómeros geométricos que respondan a la fórmula $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$ b) Escriba la reacción de polimerización para la obtención de un nailon.

Respuesta:

a) Para que puedan existir isómeros geométricos, es necesaria la presencia de un doble enlace en la cadena, lo cual puede darse en los alcoholes y éteres en los que el doble enlace no se encuentre sobre uno de los carbonos extremos. lo que se produce en los siguientes casos:

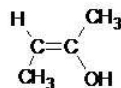
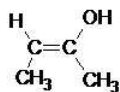
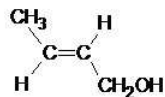
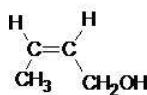
b) La reacción puede ser del tipo:



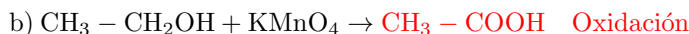
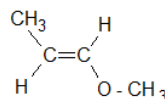
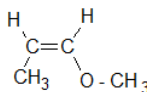
4. Complete y clasifique las siguientes reacciones según su tipo, nombrando todas las sustancias orgánicas:



Alcoholes



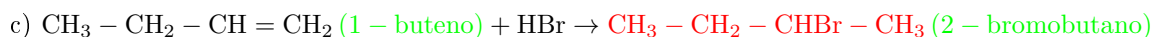
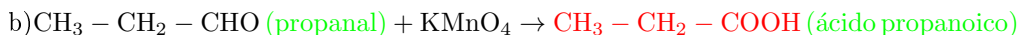
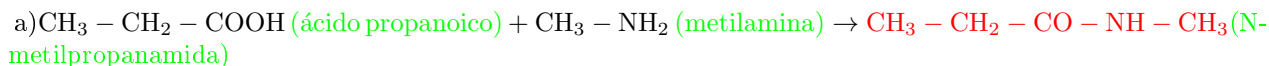
Éteres



Reacción a): etanol + etilamina \rightarrow N-etiletanamida. Reacción b) etanol \rightarrow ácido etanoico. Reacción c) eteno \rightarrow 1,2 - dibromoetano

5. Complete las reacciones siguientes y nombre todas las sustancias que aparezcan en ellas: a) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{COOH} + \text{CH}_3 - \text{NH}_2$ b) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CHO} + \text{KMnO}_4$ c) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH} = \text{CH}_2 + \text{HBr}$

Respuesta:



6. a) Escriba la fórmula correspondiente al ácido 3-hidroxipentanoico. b) Para el compuesto anterior, formule y nombre un isómero de función, un isómero de posición, un isómero de cadena. Justifique si este compuesto inicial puede tener isómeros ópticos, y en caso de que los tuviera, dibújelos.

Respuesta:



b) Un isómero de función puede ser: $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{O} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{COOH}$, uno de posición puede ser: $\text{CH}_3 - \text{CHOH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{COOH}$, y uno de cadena: $\text{CH}_3 - \text{CHOH} - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{COOH}$. El compuesto tiene un carbono asimétrico (el carbono número 3), por lo que puede tener isómeros ópticos.

7. i) Formule la pentan-2-ona y a continuación formule y nombre otros dos compuestos de manera que los tres compuestos sean entre sí isómeros de función. ii) Formule el 2-bromobutano. Justifique si presentará isomería óptica y, en caso de que la tenga, dibuje y nombre los isómeros correspondientes.

Respuesta:

i) La pentan-2-ona tiene como fórmula: $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CO} - \text{CH}_3$. Dos isómeros de función de este compuesto son: $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CHO}$ (pentanal) y $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{O} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ (dietyl

éter).

ii) El bromobutano tiene un carbono asimétrico, por lo que presentará dos isómeros ópticos.



8. i) Formule y nombre un alcohol secundario de 3 carbonos. Formule y nombre un ácido de cadena ramificada con 4 carbonos en total. Escriba la reacción entre los dos compuestos anteriores y nombre el producto. ii) Explique qué tipo de polímero es el Nailon y escriba su reacción de polimerización.

Respuesta:

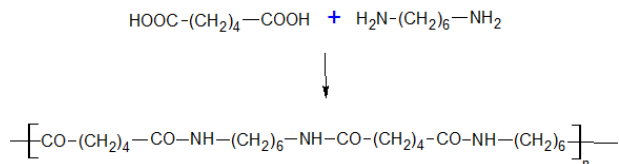
i) El alcohol puede ser:

$\text{CH}_3 - \text{CHOH} - \text{CH}_3$ (**2-propanol**), mientras que el ácido puede ser: $\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{COOH}$, (**ácido 2-metilpropanoico**). La reacción entre los dos compuestos anteriores es:



Cuyo nombre es: **2-metilpropanoato de isopropilo**

ii) la reacción de polimerización es:

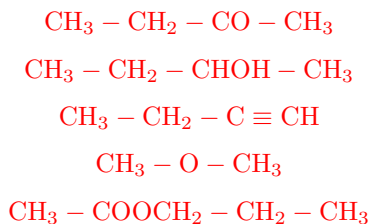


Se trata de una reacción de **condensación** entre un diácido y una diamina, obteniéndose una **poliamida**.

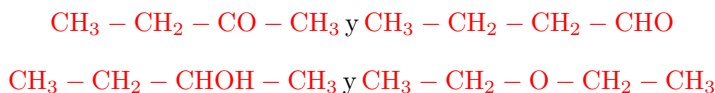
9. i) Formule los cinco compuestos siguientes: butanona, butan-2-ol, but-1-ino, dimetileter y propanoato de etilo. ii) Escriba para cada uno de los tres primeros compuestos anteriores un isómero de función y nómbrelo. iii) Explique si alguno de los cinco compuestos iniciales puede presentar isomería óptica y en caso afirmativo dibuje los isómeros.

Respuesta:

i) Las respectivas fórmulas son:

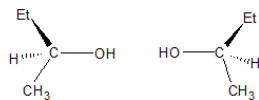


ii) Los isómeros de función pueden ser:



$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{C} \equiv \text{CH}$ no posee isómeros de función

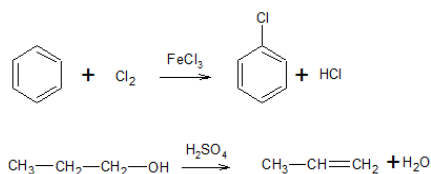
iii) El butan-2-ol presenta isomería óptica, al poseer un C asimétrico (el nº 2). Los isómeros son los siguientes:



10. i) Complete las reacciones siguientes formulando y nombrando todas las sustancias: Benceno + cloro (en presencia de FeCl_3) \rightarrow $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (180° C) \rightarrow ii) Escriba la reacción de polimerización correspondiente a la formación del PET.

Respuesta:

i) Las reacciones son las siguientes:



ii) La reacción de polimerización (en medio ácido y con calentamiento) es:

