

PRUEBAS EBAU QUÍMICA

Juan P. Campillo Nicolás

18 de octubre de 2017

1. EL ÁTOMO. ENLACE QUÍMICO.

1. Los tres elementos E_1 , E_2 y E_3 tienen números atómicos consecutivos. El elemento E_2 es argón ($Z = 18$). a) Indicar el grupo de la tabla periódica en que se encuentran los elementos E_1 y E_3 . Justificar cuál de los dos tendrá una mayor energía de ionización. b) Indicar el periodo (nivel) al que pertenecen los elementos E_1 y E_3 . Justificar cuál de ambos presentará un radio atómico menor. c) ¿Cuál es el estado de oxidación más probable (según la regla del octeto) para los elementos E_1 y E_3 ? ¿Cómo cambia el radio de los iones resultantes respecto del radio atómico de los elementos E_1 y E_3 ? Justificar las respuestas. d) Proponer el compuesto más probable que se forme con E_1 y E_3 , indicando el tipo de enlace que se formará.

Respuesta:

- a) Los números atómicos de E_1 y E_3 son 17 y 19, respectivamente, siendo sus configuraciones electrónicas, $E_1: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ y $E_3: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$. Por tanto, E_1 se encontrará en el grupo **17**, mientras que E_3 pertenecerá al grupo **1**. La mayor energía de ionización corresponderá a **E_3** , al encontrarse en la parte derecha de la tabla periódica,
- b) Los periodos respectivos serán **3** (para E_3) y **4** (para E_1). El menor radio atómico corresponderá a **E_3** al encontrarse los electrones externos más cerca del núcleo y ser, por tanto, mayor la fuerza de atracción que sobre ellos ejerce aquel.
- c) Para E_1 , su estado de oxidación más probable es **-1**, pues alcanza la configuración de gas noble aceptando un electrón. Para E_3 , su estado de oxidación más probable es **+1**, ya que al ceder un electrón alcanza configuración de gas noble.
- d) El compuesto más probable se da mediante un enlace iónico, que podemos representar de la forma **$E_3^- E_1^+$**
2. Dados los siguientes conjuntos de números cuánticos: $(2,1,2,+1/2)$; $(3,1,-1,+1/2)$; $(2,2,1,-1/2)$ y $(3,2,-2,+1/2)$: a) Expresar el significado de los cuatro números cuánticos; b) Razonar cuáles son permitidos y cuáles no. c) Explicar cuál de los permitidos se corresponde con un electrón en un orbital d.

Respuesta:

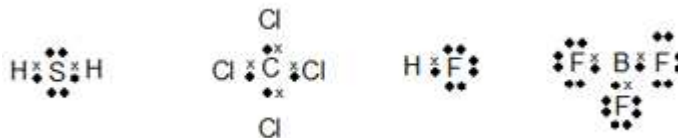
- a) El número cuántico **n** nos indica el nivel principal de energía. **l** caracteriza el tipo de orbital, **m** , nos da el número máximo de orbitales de un determinado tipo, y **s** nos da el número máximo de electrones en cada orbital
- b) El conjunto **$(2,1,2,+1/2)$** no está permitido, pues el valor de m no puede ser superior al de l . El conjunto **$(2,2,1,-1/2)$** tampoco lo está, por tener l el mismo valor que n . Los demás conjuntos están permitidos.
- c) El correspondiente a **$(3,2,-2,+1/2)$** , pues el valor de l es 2, lo que corresponde a orbitales d
3. Los elementos A, B, C y D tienen números atómicos 19, 16, 12 y 9, respectivamente. a) Escribir la configuración electrónica de A, B^{2-} , C^{2+} y D. b) Razonar qué compuestos formarán los elementos B y C, y D y A, respectivamente, indicando el tipo de enlace formado.

Respuesta:

- a) A: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$; B^{2-} : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; C^{2+} : $1s^2 2s^2 2p^6$; D: $1s^2 2s^2 2p^5$
- b) Los elementos B y C formarán un **compuesto iónico, de fórmula CB (MgS)**. D y A formarán un **compuesto iónico, de fórmula AD (KF)**.
4. Dadas las siguientes moléculas: H_2S , CCl_4 , HF, BF_3 . a) Escribir la estructura de Lewis de cada una de ellas. b) Indicar, razonadamente, qué moléculas presentan polaridad. Números atómicos: H = 1, B = 5, C = 6, F = 9, S = 16, Cl = 17.

Respuesta:

a) La estructuras de Lewis son las siguientes:



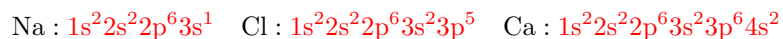
b) La repulsión debida a los dos pares electrónicos no compartidos de la molécula H_2S da lugar a una geometría angular, por lo que la molécula será **polar**. En la molécula de CCl_4 , los enlaces están distribuidos uniformemente desde el centro a los vértices de un tetraedro. La molecular será **apolar**. El enlace H-F es **polar**, por lo que el HF también lo será. La molécula de BF_3 presenta tres enlaces equivalentes, dando lugar a una forma trigonal plana. La molécula será **apolar**.

5. a) Enunciar los tres principios básicos para determinar la distribución electrónica de un átomo: de exclusión de Pauli, de mínima energía y de máxima multiplicidad de Hund. b) Mediante las correspondientes configuraciones electrónicas, razonar la valencia +1 para el sodio, +2 para el calcio y -1 para el cloro. Números atómicos: Na = 11, Cl = 17, Ca = 20.

Respuesta:

a) Principio de exclusión de Pauli: *"No es posible que en un átomo existan dos electrones con idéntico conjunto de números cuánticos"*. Principio de mínima energía o del aufbau: *"Los electrones en un átomo se van colocando de forma que ocupen los orbitales de menor energía"*. Principio de máxima multiplicidad o regla de Hund: *"Cuando varios electrones ocupan orbitales de la misma energía, tienden a colocarse de forma que se encuentren desapareados, es decir, tengan sus números cuánticos de spin con el mismo valor."*

b) Las configuraciones electrónicas de estos elementos son las siguientes:



Como puede deducirse de estas configuraciones, el Na y el Ca alcanzarán configuración de gas noble cuando pierdan uno y dos electrones, respectivamente, lo que justifica las valencias + 1 para el Na, y + 2 para el Ca. El Cl alcanzará configuración de gas noble ganando un electrón, lo que explica su valencia - 1.

6. Dada la molécula de BeCl_2 , indicar, razonadamente: a) Tipo de hibridación del átomo de berilio. b) Polaridad de los enlaces y polaridad de la molécula. c) Indicar dos propiedades de las moléculas covalentes. Números atómicos: Be = 4, Cl = 17.

Respuesta:

a) La configuración electrónica del berilio es $1s^2 2s^2$. Para obtener dos orbitales equivalentes, en primer lugar se promociona uno de los electrones 2s a un orbital 2p. Se produce entonces una hibridación entre el orbital 2s y el 2p, dando lugar a dos orbitales híbridos de tipo **sp**, orientados según un ángulo de 180°

b) Puesto que los dos enlaces Be-Cl forman entre sí un ángulo de 180° , la suma de los momentos dipolares de ambos enlaces será nula, por lo que la molécula será apolar. c) Las sustancias covalentes moleculares **no son buenas conductoras de la electricidad** y tienen **puntos de fusión y de ebullición bajos**.

2. ESTEQUIOMETRÍA.

1. Para determinar la fórmula de un compuesto orgánico oxigenado, se queman 5,8 g del mismo y se obtienen 13,2 g de CO_2 y 5,4 g de H_2O . a) Determinar la fórmula empírica de este compuesto. b)

Razonar su fórmula molecular, sabiendo que presenta isomería cis-trans y que es un gas ideal cuya densidad es $0,791 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$, medida a 400 K y $0,447 \text{ atm}$. Nombrar este compuesto. Masas atómicas (u): $\text{H} = 1$; $\text{C} = 12$; $\text{O} = 16$. $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

Respuesta:

a) Las cantidades de carbono, hidrógeno y oxígeno en $5,8 \text{ g}$ de la muestra será, respectivamente:

$$m_{\text{C}} = 5,8 \text{ g CO}_2 \frac{12 \text{ g C}}{44 \text{ g CO}_2} = 1,58 \text{ g}$$

$$m_{\text{H}} = 5,8 \text{ g H}_2\text{O} \frac{2 \text{ g H}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = 0,64 \text{ g}$$

$$m_{\text{O}} = 5,8 - (1,58 + 0,64) = 3,58 \text{ g}$$

Dividiendo cada masa por el número atómico correspondiente, tendremos:

$$\text{C} : \frac{1,58}{12} = 0,13 \quad \text{H} : \frac{0,64}{1} = 0,64 \quad \text{O} : \frac{3,58}{16} = 0,22$$

Dividiendo estos valores por el menor de ellos:

$$\text{C} : \frac{0,13}{0,13} = 1 \quad \text{H} : \frac{0,64}{0,13} = 5 \quad \text{O} : \frac{0,22}{0,13} = 1,7$$

Con lo que la fórmula empírica es $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$

b) Para conocer la fórmula molecular, utilizamos la ecuación de estado de los gases perfectos:

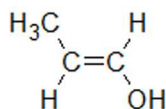
$$P = \frac{n}{V} RT = \frac{m}{P_m \cdot V} RT = \frac{d}{P_m} RT$$

Sustituyendo:

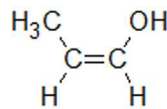
$$0,447 = \frac{0,791}{P_m} 0,082 \cdot 400$$

Resolviendo la ecuación, obtenemos $P_m = 58$. Conociendo que, para la fórmula molecular es: $(\text{C}_3\text{H}_6\text{O})_n$, la correspondiente masa molecular es: $58 = n(3 \cdot 12 + 6 \cdot 1 + 1 \cdot 16) = 58$, se obtiene que $n = 1$, con lo que la fórmula empírica coincide con la fórmula molecular.

Teniendo en cuenta que el compuesto presenta isomería cis-trans, puede tratarse del 1-propenol.



Forma trans



Forma cis

2. Un compuesto orgánico contiene C, H y O. Cuando se produce la combustión completa, con oxígeno, de $28,2 \text{ g}$ del compuesto orgánico, se producen $40,5 \text{ g}$ de CO_2 y $16,7 \text{ g}$ de H_2O . a) Determinar la fórmula empírica y molecular del compuesto orgánico, sabiendo que dicha sustancia en estado gaseoso tiene una densidad de $2,4 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ a una presión de 750 mm Hg y a 27°C de temperatura. b) Proponer dos compuestos posibles con esta fórmula molecular, indicando sus nombres. Masas atómicas (u): $\text{H} = 1$, $\text{C} = 12$, $\text{O} = 16$. $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

Respuesta:

a) Las masas de C, H y O son, respectivamente:

$$m_{\text{C}} = 40,5 \text{ g CO}_2 \frac{12 \text{ g C}}{44 \text{ g CO}_2} = 11,05 \text{ g}$$

$$m_H = 16,7 \text{ g H}_2\text{O} \frac{2 \text{ g H}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = 1,86 \text{ g}$$

$$m_O = 28,2 - (11,05 + 1,86) = 15,29 \text{ g}$$

Para calcular la fórmula empírica:

$$C : \frac{11,05}{12} = 0,92 \quad H : \frac{1,86}{1} = 1,86 \quad O : \frac{15,29}{16} = 0,95$$

Dividiendo todos los valores por el menor, obtendremos los subíndices de cada elemento en la fórmula empírica:

$$C : \frac{0,92}{0,92} = 1 \quad H : \frac{1,86}{0,92} \simeq 2 \quad O : \frac{0,95}{0,92} \simeq 1$$

Con lo que la fórmula empírica será: **CH₂O**

Para hallar la fórmula molecular, debemos determinar la masa molecular del compuesto:

$$\frac{750}{760} = \frac{m/Pm}{V} \quad 0,082 \cdot 300 = \frac{2,4}{Pm} \cdot 0,082 \cdot 300 \quad Pm = 60$$

La fórmula molecular será: (CH₂O)_n, por lo que podremos poner: 60 = n (12 + 2 + 16) = 30 n, con lo que n = 2, y la fórmula molecular es **C₂H₄O₂**

b) Dos posibles compuestos sería: **CH₃ - COOH** (ácido etanoico o acético) y **CHOH = CHOH** (etenodiol)

3. CINÉTICA DE REACCIONES.

1. Para una reacción de primer orden, la constante de velocidad a 100 °C se multiplica por diez al incrementar la temperatura en 50 °C. a) Hallar el valor de la energía de activación de la reacción. b) Razonar las unidades que tendrán las constantes de velocidad de esta reacción. R = 8,314 J·mol⁻¹·K⁻¹

Respuesta:

a) La constante K₂ se incrementará hasta un valor 10 K₁ al incrementarse la temperatura. Según esto, podremos escribir, utilizando la ecuación de Arrhenius:

$$\frac{K_2}{K_1} = 10 = \frac{A e^{-E_a/RT_2}}{A e^{-E_a/RT_1}} = e^{-E_a/R(1/T_2 - 1/T_1)}$$

Tomando logaritmos neperianos:

$$\ln 10 = -\frac{E_a}{8,314} \left(\frac{1}{423} - \frac{1}{373} \right)$$

Despejando, nos queda: E_a = **6,04·10⁴ J·mol⁻¹**

b) La velocidad de una reacción se expresa en mol·L⁻¹·s⁻¹. Puesto que en una reacción de primer orden, la constante se expresará en **mol⁻²·L⁻¹·s⁻¹**

2. La ecuación de velocidad de una reacción química es: v = k·[A]^α siendo α el orden de reacción. a) Con los datos siguientes, determinar el valor de α. b) Calcular el valor y unidades de la constante de

[A] (mol·L ⁻¹)	v (mol·L ⁻¹ ·s ⁻¹)
0,2	1,2·10 ⁻²
0,4	4,8·10 ⁻²

velocidad.

Respuesta:

a) Dividiendo las velocidades, tendremos:

$$\frac{4,8 \cdot 10^{-2}}{1,2 \cdot 10^{-2}} = \frac{k \cdot 0,4^\alpha}{k \cdot 0,2^\alpha} = 2^\alpha \quad 4 = 2^\alpha \quad \alpha = 2$$

b) La constante será:

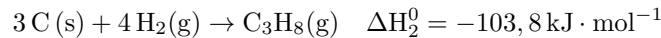
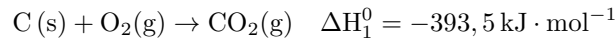
$$k = \frac{v}{[A]^2} = \frac{1,2 \cdot 10^{-2}}{0,2^2} = 0,3 \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$$

4. TERMOQUÍMICA.

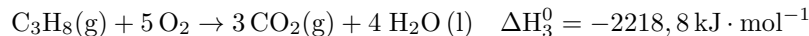
1. Sabiendo que los calores estándar de formación a presión constante de CO_2 , gas y C_3H_8 , gas, son, respectivamente $-393,5$ y $-103,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ y el calor de combustión estándar de C_3H_8 , gas es, $-2218,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$. Calcular: a) La variación de entalpía de formación de H_2O , líquida. b) ¿Qué energía se desprende cuando se produce la combustión, a presión constante, de 440 g de C_3H_8 , gas? Masas atómicas (u): $\text{H} = 1$, $\text{C} = 12$.

Respuesta:

a) Las respectivas reacciones de formación son las siguientes:



La reacción de combustión del propano es:



Con estas ecuaciones, podremos escribir:

$$-2218,8 = 3\Delta H_1^0 + 4 \Delta H_F^0(\text{H}_2\text{O}) - \Delta H_2^0 = 3(-393,5) + 4 \Delta H_F^0(\text{H}_2\text{O}) + 103,8$$

Despejando, obtenemos:

$$\Delta H_F^0(\text{H}_2\text{O}) = \frac{-2218,8 + 3 \cdot 393,5 - 103,8}{4} = -285,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

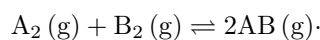
b) Puesto que el calor de combustión de 1 mol de C_3H_8 (equivalente a 44 g de este compuesto) es de $-2218,8 \text{ kJ}$, podremos establecer la siguiente relación:

$$\frac{44 \text{ g C}_3\text{H}_8}{440 \text{ g C}_3\text{H}_8} = \frac{-2218,8 \text{ kJ}}{x \text{ kJ}}$$

Obteniendo $x = -22188 \text{ kJ}$

5. EQUILIBRIO QUÍMICO.

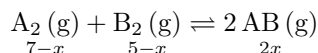
1. Una mezcla gaseosa compuesta por 7 mol de A_2 y 5 mol de B_2 se introduce en un reactor de 40 L de volumen. El reactor se calienta a $350 \text{ }^\circ\text{C}$. Una vez alcanzado el equilibrio, se han formado 9 mol del producto gaseoso AB :



a) Calcular el valor de las constantes de equilibrio K_c y K_p . b) Si para la reacción anterior $\Delta H = -15,7 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ razonar cómo se desplazará el equilibrio ante el aumento de la presión y la temperatura (considerar cada efecto por separado).

Respuesta:

a) Teniendo en cuenta que en el equilibrio podremos escribir:



Tendremos que $2x = 9$, y $x = 4,5$. las concentraciones serán:

$$[\text{A}_2] = \frac{7-4,5}{40} = 0,0625 \text{ M} \quad [\text{B}_2] = \frac{5-4,5}{40} = 0,0125 \text{ M} \quad [\text{AB}] = \frac{9}{40} = 0,225 \text{ M}$$

Con lo que:

$$K_a = \frac{0,225^2}{0,0625 \cdot 0,0125} = 64,8 \quad K_p = K_c(\text{RT})^{\Delta n} = K_c(\text{RT})^0 = 64,8$$

b) El aumento de presión **no afecta** al equilibrio, por ser igual el número de moles gaseosos en ambos miembros. Por otra parte, al ser la reacción exotérmica, un aumento de la temperatura desplazará el equilibrio hacia la **derecha**.

2. Se añaden 20 mL de una disolución 0,01 M de AgNO_3 a 80 ml de otra disolución 0,05 M de K_2CrO_4 . Si la K_{ps} del Ag_2CrO_4 es $3,9 \cdot 10^{-12}$: a) Razonar si se producirá precipitado en la mezcla anterior. b) Calcular la solubilidad ($\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$) del Ag_2CrO_4 en agua pura. Masas atómicas (u): O = 16; Cr = 52; Ag = 108.

Respuesta:

a) teniendo en cuenta que el producto de solubilidad es:

$$K_{ps} = 3,9 \cdot 10^{-12} = [\text{Ag}^+]^2[\text{CrO}_4^{2-}]$$

Sustituyendo $[\text{Ag}^+]$ y $[\text{CrO}_4^{2-}]$ por $0,01 \frac{20}{100}$ y $0,05 \frac{80}{100}$, tendremos:

$$[\text{Ag}^+]^2[\text{CrO}_4^{2-}] = \left(0,01 \frac{20}{100}\right)^2 \left(0,05 \frac{80}{100}\right) = 8 \cdot 10^{-5} > K_{ps}$$

Por tanto **se produce precipitado**.

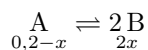
b) La solubilidad será;

$$K_{ps} = 3,9 \cdot 10^{-12} = [\text{Ag}^+]^2[\text{CrO}_4^{2-}] = (2s)^2 s = 4s^3 \quad s = 9,92 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

3. 2) En un recipiente de 500 ml se introducen 0,2 mol del gas A. Se aumenta la temperatura hasta los 100 °C y se alcanza el siguiente equilibrio: $\text{A}(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{B}(\text{g})$ cuando la presión llega a 15 atm. Calcular: a) K_c y K_p a la temperatura de 100 °C; b) Grado de disociación de A. Dato: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}\text{K}^{-1}$.

Respuesta:

a) En el equilibrio tendremos:



El número total de moles en el equilibrio es: $n = 0,2 - x + 2x = 0,2 + x$. Aplicando la ecuación de los gases perfectos:

$$15 \cdot 0,5 = (0,2 + x) 0,082 \cdot 373 \quad x = 0,045 \text{ moles}$$

Los valores de K_c y K_p será, respectivamente:

$$K_c = \frac{(2 \cdot 0,045)^2}{0,155} = 0,052 \quad K_p = K_c(RT)^{\Delta n} = 0,052 \cdot 0,082 \cdot 373 = 1,59$$

b) El grado de disociación será:

$$\alpha = \frac{x}{n} = \frac{0,045}{0,2} = 0,225$$

4. a) Razonar si se formará precipitado de AgCl (cloruro de plata) al mezclar 50 ml de KCl $2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ con 50 ml de AgNO₃ $3 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. b) Determinar la solubilidad ($\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$) del AgCl en agua. Masas atómicas (u): C = 35,5; Ag = 108. $K_{ps}(\text{AgCl}) = 10^{-10}$

Respuesta:

a) La concentración de los iones Ag⁺ y Cl⁻ al mezclar las dos disoluciones serán, respectivamente:

$$[\text{Ag}^+] = \frac{50 \cdot 2 \cdot 10^{-3}}{50 + 50} = 10^{-3} \text{ M} \quad [\text{Cl}^-] = \frac{50 \cdot 3 \cdot 10^{-3}}{50 + 50} = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

El producto de ambas concentraciones será:

$$[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = 10^{-3} \cdot 1,5 \cdot 10^{-3} = 1,5 \cdot 10^{-6} > K_{ps}$$

Al ser mayor que el producto de solubilidad este producto de concentraciones, **se producirá precipitado de AgCl.**

b) A partir del producto de solubilidad:

$$K_{ps} = 10^{-10} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = s^2 \quad s = 10^{-5} \text{ M}$$

Expresada en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$, la solubilidad será:

$$s = 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 143,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 1,43 \cdot 10^{-3} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

5. La K_{ps} del carbonato de plata -trioxocarbonato (IV) de plata- (Ag_2CO_3) es $4,8 \cdot 10^{-12}$. Hallar, en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$: a) La solubilidad del carbonato de plata en agua pura. b) La solubilidad del carbonato de plata en presencia de una disolución 0,2 M de carbonato potásico -trioxocarbonato (IV) de potasio- (K_2CO_3). Masas atómicas (u): C = 12, O = 16, Ag = 108.

Respuesta:

a) La solubilidad se obtiene a partir de:

$$K_{ps} = 4,8 \cdot 10^{-12} = [\text{Ag}^+]^2[\text{CO}_3^{2-}] = 4s^3 \quad s = 1,06 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

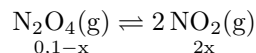
b) En este caso, $[\text{CO}_3^{2-}] = 0,2$, por lo cual:

$$4,8 \cdot 10^{-12} = (2s)^2 \cdot 0,2 \quad s = 2,45 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

6. En un recipiente de 750 ml se introducen 0,1 mol de N₂O₄(g) y, cuando la temperatura es de 50 °C, se establece el equilibrio: siendo la presión total de 4,2 atm. Calcular: a) K_c y K_p ; b) El grado de disociación, en %, del N₂O₄(g). $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Respuesta:

a) En el equilibrio tendremos:



Aplicando la ecuación de los gases: $4,2 \cdot 0,75 = (0,1 + x) \cdot 0,082 \cdot 323$, obteniéndose $x = 0,019$ moles. Los valores respectivos de K_c y K_p serán:

$$K_c = \frac{(2x/V)^2}{(0,1-x)/V} = \frac{4 \cdot 0,019^2}{0,75(0,1-0,019)} = 0,024 \quad K_p = K_c(RT)^{\Delta n} = 0,024(0,082 \cdot 323) = 0,64$$

b) El grado de disociación será: $\alpha = \frac{0,019}{0,1} = 0,19$

6. ÁCIDOS Y BASES.

1. Se desea conocer la concentración de una disolución de HCl, para lo cuál se valoran 15 ml de esta disolución con KOH 0,5 M, gastándose 24 ml de esta especie. a) ¿Cuál será la concentración molar de la disolución de HCl?. b) Razonar cuál será el pH en el punto de equivalencia.

Respuesta:

a) Teniendo en cuenta que en el equilibrio, el número de moles de ácido y de base son iguales:

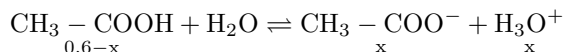
$$15 \cdot M = 24 \cdot 0,5 \quad M = 0,8$$

b) El pH tendrá el valor **7**, pues la sal formada procede de un ácido fuerte y de una base fuerte, no produciéndose, por tanto, ningún proceso de hidrólisis.

2. Una disolución acuosa de ácido etanoico o acético (CH_3COOH) tiene una concentración de 0,06 M. Sabiendo que para el ácido acético $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$, calcular: a) El pH de la disolución. b) El grado de disociación del ácido acético. c) La concentración que debería tener una disolución de ácido clorhídrico (HCl) para que su pH sea el mismo que la disolución de ácido acético.

Respuesta:

a) El equilibrio se puede escribir de la siguiente forma:



Aplicando la constante K_a :

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,6-x} \quad x = 3,28 \cdot 10^{-3} \quad \text{pH} = -\log 3,28 \cdot 10^{-3} = 2,48$$

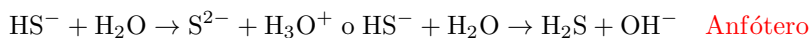
b) Sabiendo que $x = c\alpha = 0,6\alpha = 3,28 \cdot 10^{-3}$, tendremos que: $\alpha = 5,47 \cdot 10^{-3}$

c) Al tratarse de un ácido fuerte y, por tanto, estar completamente disociado, la concentración de dicho ácido será: $[\text{HCl}] = 3,28 \cdot 10^{-3} \text{M}$

3. Dadas las siguientes moléculas e iones, indicar, por reacción con el agua, cuál actúa como ácido, como base o como anfótera, según la teoría de Brønsted-Lowry: HS^- , Br^- , HSO_4^- , NH_4^+ , HNO_3 .

Respuesta:

a) las reacciones con el agua son las siguientes:





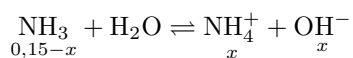
(aunque, al ser el ácido bromhídrico fuerte, esta reacción apenas tiene lugar)



4. Se tienen, separados en recipientes distintos, 50 ml de una disolución acuosa de KOH (base fuerte) 0,30 mol·L⁻¹ y 100 ml de una disolución acuosa de NH₃ (K_b = 1,8·10⁻⁵ 0,15 mol·L⁻¹. Calcular: a) El pH de ambas disoluciones. b) Volumen, en ml, de HCl 0,25 mol·L⁻¹ que se necesitan para neutralizar los 50 ml de KOH 0,30 mol·L⁻¹.

Respuesta:

- a) Para la disolución de KOH: pH = 14 - pOH = 14 + log 0,30 = **13,48**. Para el NH₃:



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{x^2}{0,15 - x} = 1,8 \cdot 10^{-5} \quad x = [\text{OH}^-] = 1,64 \cdot 10^{-3}$$

Con lo cual; pH = 14 + pOH = 14 - log 1,64·10⁻³ = **11,21**

- b) Puesto que el NH₃ y el HCl reaccionan mol a mol, tendremos que:

$$50 \cdot 10^{-3} \cdot 0,30 = V \cdot 0,25 \quad V = \mathbf{0,06 \text{ L HCl}}$$

5. En el laboratorio se dispone de una botella con la siguiente etiqueta: Ácido nítrico -trioxonitrato (V) de hidrógeno, 40 % en masa; densidad, 1,42 kg·L⁻¹. Determinar: a) El pH de la disolución obtenida tomando 1 mL del contenido de la botella y añadiendo agua hasta completar un volumen total de 100 ml. b) Si se toman 5,5 mL de ésta disolución y se le añade gota a gota disolución 0,05 M de NaOH con fenolftaleína como indicador, ¿qué volumen de ésta disolución será necesario para neutralizar el ácido? Masas atómicas (u): H = 1, N = 14, O = 16.

Respuesta:

a) En 1 mL de disolución habrá una masa de HNO₃ diluido: m = 1 · 1,42 g, de los cuales, el 40 % (0,4·1,42 = 0,568 g) será de ácido puro. Al diluir 1 ml de esta disolución hasta 100 mL, la concentración será: c = $\frac{0,5698/63}{0,1}$ = 0,09 M. El pH será, pues: pH = - log 0,09 = **1,05**

b) Teniendo en cuenta que la neutralización se produce mol a mol, podremos establecer la siguiente igualdad: (V · M)_{ácido} = (V · M)_{base}, es decir: 5,5 · 0,09 = V · 0,05, obteniéndose V = **9,9 mL** de disolución de NaOH.

6. a) Indicar, razonadamente, si las siguientes sustancias son ácidas, básicas o anfóteras en su reacción con el agua, según la teoría de Bronsted-Lowry: 1) S²⁻; 2) HCO₃⁻; 3) HS⁻ y 4) CO₃²⁻. b) Determinar el pH de una disolución acuosa de amoníaco 0,05 M, si K_b = 1,8·10⁻⁵.

Respuesta:

- a) Las reacciones con el agua son las siguientes:





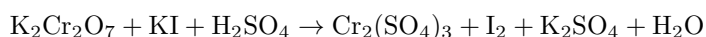
El HCO_3^- y el HS^- son las bases conjugadas de los ácidos débiles H_2CO_3 y H_2S , por lo que serán relativamente fuertes. Podrían actuar como ácidos frente a bases más fuertes.

b) Para hallar el pH tendremos:

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{x^2}{0,05 - x} \quad x = 9,4 \cdot 10^{-4} \quad \text{pH} = 14 + \log(9,4 \cdot 10^{-4}) = 10,97$$

7. OXIDACIÓN Y REDUCCIÓN.

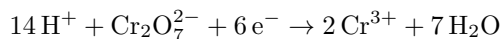
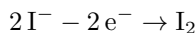
1. a) Ajustar, por el método del ion electrón, la siguiente reacción redox y nombrar todas las sales y ácidos que aparecen en la reacción:



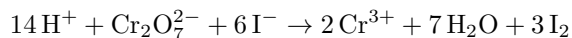
b) Indicar las especies que actúan como oxidante y como reductor

Respuesta:

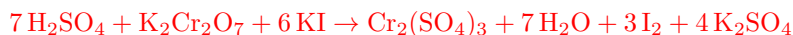
a) Las respectivas semirreacciones de oxidación y de reducción son:



Multiplicando la primera semirreacción por 3, y sumando algebraicamente, tendremos:



En forma molecular:



b) El $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ actúa como oxidante, reduciéndose a Cr^{3+} , mientras que el KI actúa como reductor, oxidándose a I_2 .

2. Dada la reacción redox:



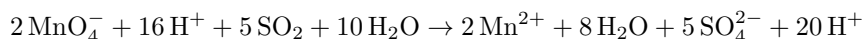
a) Ajustar la reacción por el método del ion electrón y nombrar todos los compuestos, excepto H_2O . b) ¿Qué volumen de SO_2 (a 1,2 atm y 27 °C) reacciona completamente con 500 mL de una disolución 2,8 mol·L⁻¹ de KMnO_4 ? R = 0,082 atm L·mol⁻¹ K⁻¹

Respuesta:

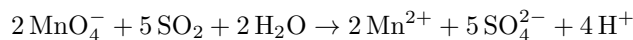
a) Las semirreacciones son:



Multiplicando la primera semirreacción por 2, la segunda por 5, y sumando, obtendremos:



Agrupando los protones y el agua:



En forma molecular:



Los reactivos son: permanganato de potasio, dióxido de azufre y agua, mientras los productos son sulfato de manganeso (II), sulfato de potasio y ácido sulfúrico

b) De la reacción ajustada, podemos obtener la siguiente relación:

$$\frac{2 \text{ mol KMnO}_4}{5 \text{ mol SO}_2} = \frac{0,5 \cdot 2,8 \text{ mol KMnO}_4}{x \text{ mol SO}_2} \quad x = 3,5 \text{ moles SO}_2$$

Para calcular el volumen, utilizamos la ecuación de los gases ideales:

$$1,2 \cdot V = 3,5 \cdot 0,082 \cdot 300 \quad V = 71,75 \text{ L SO}_2$$

3. Se intenta construir una pila galvánica cuyo cátodo sea el electrodo Pb^{2+}/Pb ; para ello, se tiene otros dos electrodos: Ag^+/Ag y Zn^{2+}/Zn . a) Razonar cuál de estos dos electrodos se puede usar como ánodo. b) Indicar en esquema la pila formada y calcular su fuerza electromotriz estándar. Potenciales normales de electrodo (V): $E^\circ \text{Ag}^+/\text{Ag} = +0,80$; $E^\circ \text{Pb}^{2+}/\text{Pb} = -0,13$; $E^\circ \text{Zn}^{2+}/\text{Zn} = -0,76$.

Respuesta:

a) Deberá utilizarse el electrodo de zinc, por tener éste un menor potencial de reducción

b) La notación de la pila sería: $\text{Zn}|\text{Zn}^{2+}||\text{Pb}^{2+}|\text{Pb}$, siendo el potencial de la pila:

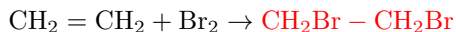
$$\varepsilon^0 = \varepsilon_{\text{cátodo}}^0 - \varepsilon_{\text{ánodo}}^0 = -0,13 - (-0,76) = +0,63 \text{ V}$$

8. QUÍMICA ORGÁNICA.

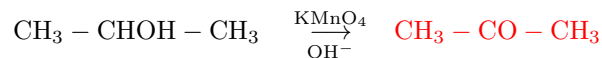
1. a) Justificar la reacción que se produce al tratar eteno con Br_2 . Formular y nombrar el producto resultante. b) Formular y nombrar los productos de oxidación (con KMnO_4 , en medio básico) y de deshidratación (con calor, en medio ácido) del propan-2-ol, respectivamente.

Respuesta:

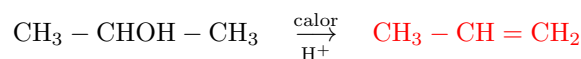
a) La reacción de bromo con eteno es una reacción de adición, en la que se rompe el doble enlace, para dar 1,2-dibromoetano:



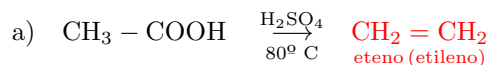
b) La oxidación da lugar a una cetona (propanona), ya que se trata de un alcohol secundario:

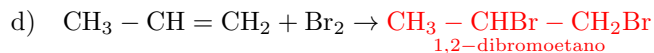
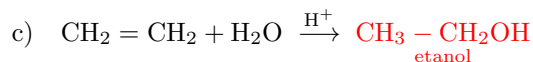
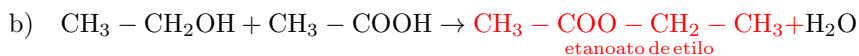


La deshidratación da un alqueno (propeno):



2. Completar las siguientes reacciones, nombrando los compuestos que se obtienen:





3. a) Definir isomería. b) Explicar las isomerizaciones de cadena, de posición y de función. c) Proponer un ejemplo de cada una de ellas, nombrando todos los compuestos utilizados.

Respuesta:

a) Es la propiedad por la cual, sustancias con la misma fórmula molecular, presentan diferentes estructura química y distintas propiedades.

b) En la isomería de cadena varía la **posición de los átomos de carbono** en una molécula, pudiendo ser ésta lineal o ramificada. La isomería de posición se caracteriza por que los isómeros de este tipo presentan la misma estructura de cadena, pero **varía la posición del grupo funcional**, o del doble o triple enlace, en su caso. Por último, la isomería de función es aquella que caracteriza a los elementos de la misma fórmula molecular, pero distinto **grupo funcional**.

c) Algunos ejemplos pueden ser los siguientes:

Isomería de cadena : $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ (butano) y $\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CH}_3$ (metilpropano)

Isomería de posición : $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_3$ (2 - buteno) y $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ (1 - buteno)

Isomería de función : $\text{CH}_3 - \text{CH}_2\text{OH}$ (etanol) y $\text{CH}_3 - \text{O} - \text{CH}_3$ (dimetiléter)

4. Explicar cómo reacciona el propeno con las siguientes sustancias, nombrando los productos obtenidos.
a) Cl_2 ; b) HCl y c) H_2O (en medio ácido, H_2SO_4).

Respuesta:

a) La reacción es: $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CHCl} - \text{CH}_2\text{Cl}$ (1,2-dicloropropano)

b) $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CHCl} - \text{CH}_3$ (2-cloropropano)

c) $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CHOH} - \text{CH}_3$ (2 - propanol)