

# PRUEBAS EBAU QUÍMICA

Juan P. Campillo Nicolás

25 de septiembre de 2018

## 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:

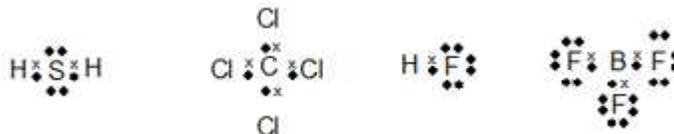
a) A:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ ;  $B^{2-}$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ ;  $C^{2+}$ :  $1s^2 2s^2 2p^6$ ; D:  $1s^2 2s^2 2p^5$

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:



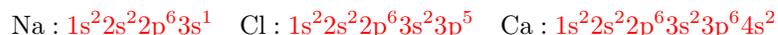
b) La repulsión debida a los dos pares electrónicos no compartidos de la molécula  $\text{H}_2\text{S}$  da lugar a una geometría angular, por lo que la molécula será **polar**. En la molécula de  $\text{CCl}_4$ , los enlaces están distribuidos uniformemente desde el centro a los vértices de un tetraedro. La molecular será **apolar**. El enlace H-F es **polar**, por lo que el HF también lo será. La molécula de  $\text{BF}_3$  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 forman 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  $\text{BeCl}_2$ , 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  $180^\circ$

b) Puesto que los dos enlaces Be-Cl forman entre sí un ángulo de  $180^\circ$ , 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**.

7. a) Escribir las configuraciones electrónicas de las siguientes especies: 1)  $\text{F}^-$ ; 2)  $\text{K}^+$ ; 3) Ar; 4)  $\text{Ca}^{2+}$  y 5) Fe. b) Razonar las especies que tienen electrones desapareados. c) Razonar cuales de las anteriores especies son isoelectrónicas. Números atómicos, Z: F:9; Ar:18; K:19; Ca:20; Fe:26.

**Respuesta:**

a) 1)  $F^- : 1s^2 2s^2 2p^6$ . 2)  $K^+ : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$  3) Ar:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$  4)  $Ca^{2+} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$  5) Fe:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

b) Solamente el **Fe** posee electrones desapareados, concretamente, cuatro, situados cada uno de ellos en un orbital d.

c) de las configuraciones electrónicas, se deduce que las especies  **$K^+$ ; Ar y  $Ca^{2+}$**  son isoelectrónicas.

8. a) Mediante la teoría de TRPECV, explicar la geometría de las siguientes moléculas, indicando la hibridación que presentan: 1)  $CCl_4$ ; 2)  $BF_3$ ; 3)  $HC\equiv CH$ ; 4)  $H_2O$ . b) Razonar cuál de las especies anteriores posee enlaces por puente de hidrógeno. Números atómicos: H:1; B:5; C:6; O:8; F:9; Cl:17.

**Respuesta:**

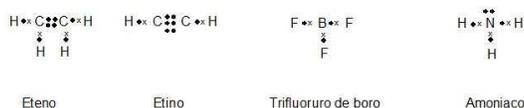
a) En el  $CCl_4$  no existen pares de electrones solitarios sobre el átomo central, por lo que los cuatro enlaces se dispondrán de forma tetraédrica. La hibridación del C sería del tipo  $sp^3$ . En el  $BF_3$  el átomo central tampoco soporta electrones solitarios. Los tres enlaces se disponen formando ángulos de  $120^\circ$ . La molécula es trigonal plana, y la hibridación es del tipo  $sp^2$ . En el etino, ninguno de los átomos de carbono soporta electrones solitarios. Los enlaces C-H se disponen según ángulos de  $180^\circ$ , La hibridación es  $sp$ . En el  $H_2O$ , el átomo de oxígeno posee dos pares de electrones no compartidos. La molécula es angular y la hibridación del oxígeno  $sp^3$

b) Solamente el agua posee enlaces por puente de hidrógeno, debido a la existencia de un átomo de elevada electronegatividad, como es el oxígeno.

9. Dadas las moléculas: 1) eteno; 2) etino; 3) trifluoruro de boro y 4) amoníaco; a) Escribir sus estructuras de Lewis; b) Razonar sus polaridades, si la tienen y c) Explicar su hibridación según la TRPECV. Números atómicos, Z: H:1; B:5; C:6; N:7; F:9.

**Respuesta:**

a) Las respectivas estructuras de Lewis son las siguientes:



b) Sólo existe polaridad en la molécula de amoníaco, debido a su forma piramidal y a la polaridad (aunque escasa) de los enlaces N-H.

c) Las respectivas hibridaciones son:  $sp^2$  (eteno);  $sp$  (etino),  $sp^2$  (trifluoruro de boro) y  $sp^3$  (amoníaco).

10. a) Expresar el significado de los cuatro números cuánticos y razonar los valores numéricos que puede adoptar cada uno; b) De los siguientes conjuntos de números cuánticos, razonar cuáles son permitidos identificando el orbital al que pertenecen: 1) (4, 2, 0, +1/2); 2) (3, 3, -3, -1/2); 3) (3, 2, 2, -1/2); 4) (4, 3, 0, +1/2) y 5) (3, 2, -3, +1/2).

**Respuesta:**

a) El número cuántico  $n$  indica el nivel principal de energía. El número cuántico  $l$  representa los subniveles de energía dentro de un nivel (orbitales). El número  $m_l$  nos indica el número de orbitales de un tipo determinado, mientras que el valor de  $s$  indica el número máximo de electrones que caben en un orbital.

b) 1) **No es posible**: el número cuántico  $s$  sólo puede valer  $\pm 1/2$ . 2) **No es posible**: el valor de  $l$  debe ser

menor que el de  $n$ . 3) **Es posible**. El orbital es de tipo  $d$ . 4) **Es posible**: el orbital es de tipo  $f$ . 5) **No es posible**: el valor absoluto de  $m_l$  no puede ser mayor que el de  $l$ .

## 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  $\text{CO}_2$  y 5,4 g de  $\text{H}_2\text{O}$ . 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 atm. Nombrar este compuesto. Masas atómicas (u): H = 1; C = 12; 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 g de la muestra será, respectivamente:

$$m_{\text{C}} = 13,2 \text{ g CO}_2 \frac{12 \text{ g C}}{44 \text{ g CO}_2} = 3,6 \text{ g}$$

$$m_{\text{H}} = 5,4 \text{ g H}_2\text{O} \frac{2 \text{ g H}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = 0,6 \text{ g}$$

$$m_{\text{O}} = 5,8 - (3,6 + 0,6) = 1,6$$

Dividiendo cada masa por el número atómico correspondiente, tendremos:

$$\text{C} : \frac{3,6}{12} = 0,3 \quad \text{H} : \frac{0,6}{1} = 0,6 \quad \text{O} : \frac{1,6}{16} = 0,1$$

Dividiendo estos valores por el menor de ellos:

$$\text{C} : \frac{0,3}{0,1} = 3 \quad \text{H} : \frac{0,6}{0,1} = 6 \quad \text{O} : \frac{0,1}{0,1} = 1$$

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:

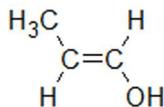
$$P = \frac{n}{V} RT = \frac{m}{P_m \cdot V} RT = \frac{d}{P_m} RT$$

Sustituyendo:

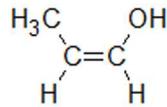
$$0,447 = \frac{0,791}{P_m} 0,082 \cdot 400$$

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 g del compuesto orgánico, se producen 40,5 g de  $\text{CO}_2$  y 16,7 g de  $\text{H}_2\text{O}$ . 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  $27^\circ\text{C}$  de temperatura. b) Proponer dos compuestos posibles con esta fórmula molecular, indicando sus nombres. Masas atómicas (u): H = 1, C = 12, 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:

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

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

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

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: **CH<sub>2</sub>O**

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

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

La fórmula molecular será: (CH<sub>2</sub>O)<sub>n</sub>, por lo que podremos poner: 60 = n (12 + 2 + 16) = 30 n, con lo que n = 2, y la fórmula molecular es **C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>O<sub>2</sub>**

b) Dos posibles compuestos sería: **CH<sub>3</sub> - COOH** (ácido etanoico o acético) y **CHOH = CHOH** (etenodiol)

3. Se dispone de 2,81 g de un compuesto orgánico oxigenado. Por combustión de esta muestra, se producen 5,75 g de dióxido de carbono y 1,76 g de agua. Además se sabe que 17,2 g de este compuesto orgánico contienen  $1,204 \cdot 10^{23}$  moléculas. a) Determinar la fórmula empírica; b) Hallar la fórmula molecular. c) Escribir y nombrar un isómero del compuesto orgánico. Masas atómicas (u): H = 1; C = 12; O = 16.  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ .

**Respuesta:**

a) En los 5,75 g de dióxido de carbono hay una cantidad de este elemento:

$$m_C = 5,75 \text{ g CO}_2 \frac{12 \text{ g C}}{44 \text{ g CO}_2} = 1,568 \text{ g C}$$

Mientras que en los 1,76 g de agua tendremos una masa de hidrógeno:

$$m_H = 1,76 \text{ g H}_2\text{O} \frac{2 \text{ g H}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = 0,196 \text{ g H}$$

Siendo la masa de oxígeno:  $m_O = 2,81 - (1,568 + 0,196) = 1,046 \text{ g O}$ . Dividiendo cada una de estas cantidades por la masa atómica del elemento correspondiente, obtenemos los siguientes valores:

$$C : \frac{1,568}{12} = 0,131 \quad H : \frac{0,196}{1} = 0,196 \quad O : \frac{1,046}{16} = 0,065$$

Dividiendo cada uno de estos valores por el menor de ellos, tendremos:

$$C : \frac{0,131}{0,065} = 2 \quad H : \frac{0,196}{0,065} = 3 \quad O : \frac{0,065}{0,065} = 1$$

por lo cual, la fórmula empírica del compuesto es: **C<sub>2</sub>H<sub>3</sub>O**.

b) A partir del número de moléculas contenidas en 17,2 del compuesto, podremos calcular su masa molecular, x:

$$\frac{17,2 \text{ g}}{1,204 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} = \frac{x \text{ g}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} \quad x = 86 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

La fórmula molecular se puede expresar como:  $(\text{C}_2\text{H}_3\text{O})_n$ , cumpliéndose que:

$$n(2 \cdot 12 + 3 \cdot 1 + 16) = 86 \quad n = 2$$

Con lo que la fórmula molecular será:  $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_2$

c) Este compuesto puede ser el **ácido 2-butenoico** ( $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{COOH}$ ), y un isómero de función del mismo puede ser la **3-butenona** ( $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CO} - \text{CH}_3$ )

### 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.  $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

**Respuesta:**

a) La constante  $K_2$  se incrementará hasta un valor  $10 K_1$  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:  $E_a = 6,04 \cdot 10^4 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}$

b) La velocidad de una reacción se expresa en  $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ . Puesto que en una reacción de primer orden, la constante se expresará en  $\text{mol}^{-2} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

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

[A] ( $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ )	v ( $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ )
0,2	$1,2 \cdot 10^{-2}$
0,4	$4,8 \cdot 10^{-2}$

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:

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

3. Para una reacción entre las sustancias A y B, se han obtenido los siguientes resultados, a temperatura constante: Considerando que la ecuación de velocidad es  $v = k[A]^\alpha[B]^\beta$ , determinar: a) Los valores de  $\alpha$  y  $\beta$  e indicar cuál es el orden global de reacción. b) La constante de velocidad con sus unidades.

**Respuesta:**

a) Tomando los valores del tercer experimento y dividiendo miembro a miembro por los del segundo, nos quedará:

$$\frac{7,8 \cdot 10^{-3}}{2,6 \cdot 10^{-3}} = \left( \frac{0,72}{0,24} \right)^\alpha \quad 3 = 3^\alpha \quad \alpha = 1$$

[A] (M)	[B] (M)	v (M·s <sup>-1</sup> )
0,12	0,045	6,5 · 10 <sup>-4</sup>
0,24	0,090	2,6 · 10 <sup>-3</sup>
0,72	0,090	7,8 · 10 <sup>-3</sup>

Dividiendo ahora los valores del segundo experimento entre los del primero:

$$\frac{2,6 \cdot 10^{-3}}{6,5 \cdot 10^{-4}} = \left(\frac{0,24}{0,12}\right) \left(\frac{0,090}{0,045}\right)^\beta \quad 4 = 2 \cdot 2^\beta \quad \beta = 2$$

El orden total de la reacción será.  $1 + 2 = 3$

b) Tomando, por ejemplo, los datos del primer experimento:

$$6,5 \cdot 10^{-4} = k \cdot 0,12 \cdot 0,045^2 \quad k = 2,67 \text{ mol}^{-2} \cdot \text{L}^2 \cdot \text{s}^{-1}$$

4. Para la reacción  $A(g) \rightarrow B(g) + C(g)$ , se sabe que su energía de activación es  $140 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ , y su constante de velocidad vale  $0,34 \text{ s}^{-1}$ , a  $300 \text{ }^\circ\text{C}$ . a) Calcular el factor de frecuencia y sus unidades; b) Razonar el orden de la reacción y calcular la concentración inicial de A(g) si la velocidad de reacción es  $0,68 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ .  $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

**Respuesta:**

a) Para calcular el factor de frecuencia, A, tendremos:

$$k = A e^{-\frac{E_a}{RT}} \quad 0,34 = A e^{-\frac{140000}{8,314 \cdot 673}} \quad A = 2,45 \cdot 10^{10}$$

Las unidades de A son las mismas que las de la constante de velocidad, es decir,  $\text{s}^{-1}$

b) La ecuación de velocidad tendrá la forma:

$$v = k[A]^\alpha$$

El valor de  $\alpha$  será **1, que es el orden de la reacción**. La concentración inicial de A se despeja de:

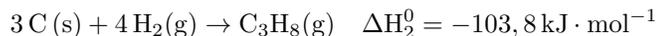
$$0,68 = 0,34[A] \quad [A] = 2 \text{ M}$$

#### 4. TERMOQUÍMICA.

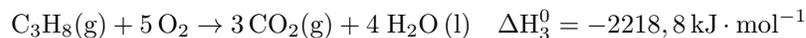
1. Sabiendo que los calores estándar de formación a presión constante de  $\text{CO}_2$ , gas y  $\text{C}_3\text{H}_8$ , gas, son, respectivamente  $-393,5$  y  $-103,8$   $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$  y el calor de combustión estándar de  $\text{C}_3\text{H}_8$ , gas es,  $-2218,8$   $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ . Calcular: a) La variación de entalpía de formación de  $\text{H}_2\text{O}$ , líquida. b) ¿Qué energía se desprende cuando se produce la combustión, a presión constante, de  $440$  g de  $\text{C}_3\text{H}_8$ , 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:

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

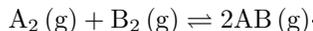
- b) Puesto que el calor de combustión de  $1$  mol de  $\text{C}_3\text{H}_8$  (equivalente a  $44$  g de este compuesto) es de  $-2218,8$  kJ, podremos establecer la siguiente relación:

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

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

## 5. EQUILIBRIO QUÍMICO.

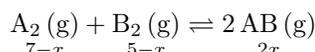
1. Una mezcla gaseosa compuesta por 7 mol de  $A_2$  y 5 mol de  $B_2$  se introduce en un reactor de 40 L de volumen. El reactor se calienta a  $350\text{ }^\circ\text{C}$ . Una vez alcanzado el equilibrio, se han formado 9 mol del producto gaseoso AB:



- 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:

$$[A_2] = \frac{7-4,5}{40} = 0,0625\text{ M} \quad [B_2] = \frac{5-4,5}{40} = 0,0125\text{ M} \quad [AB] = \frac{9}{40} = 0,225\text{ M}$$

Con lo que:

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

- 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:

$$K_{ps} = 3,9 \cdot 10^{-12} = [Ag^+]^2[CrO_4^{2-}]$$

Sustituyendo  $[Ag^+]$  y  $[CrO_4^{2-}]$  por  $0,01 \frac{20}{100}$  y  $0,05 \frac{80}{100}$ , tendremos:

$$[Ag^+]^2[CrO_4^{2-}] = \left(0,01 \frac{20}{100}\right)^2 \left(0,05 \frac{80}{100}\right) = 8 \cdot 10^{-5} > K_{ps}$$

Por tanto **se produce precipitado**.

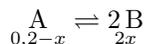
- b) La solubilidad será;

$$K_{ps} = 3,9 \cdot 10^{-12} = [Ag^+]^2[CrO_4^{2-}] = (2s)^2 s = 4s^3 \quad s = 9,92 \cdot 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

3. 2) En un recipiente de 500 ml se introducen 0,2 mol del gas A. Se aumenta la temperatura hasta los  $100\text{ }^\circ\text{C}$  y se alcanza el siguiente equilibrio:  $A(g) \rightleftharpoons 2B(g)$  cuando la presión llega a 15 atm. Calcular: a)  $K_c$  y  $K_p$  a la temperatura de  $100\text{ }^\circ\text{C}$ ; 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 AgNO<sub>3</sub>  $3 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . 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<sup>+</sup> y Cl<sup>-</sup> 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- ( $\text{Ag}_2\text{CO}_3$ ) 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- ( $\text{K}_2\text{CO}_3$ ). Masas atómicas (u): C = 12, O = 16, Ag = 108.

**Respuesta:**

a) La solubilidad se obtiene a partir de:

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

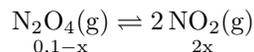
b) En este caso,  $[\text{CO}_3^{2-}] = 0,2$ , por lo cual:

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

6. En un recipiente de 750 ml se introducen 0,1 mol de  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$  y, cuando la temperatura es de  $50\text{ }^\circ\text{C}$ , 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  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ .  $R = 0,082\text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ .

**Respuesta:**

a) En el equilibrio tendremos:



Aplicando la ecuación de los gases:  $4,2 \cdot 0,75 = (0,1 + x) 0,082 \cdot 323$ , 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:  $\alpha = \frac{0,019}{0,1} = 0,19$

7. a) Dada la reacción  $\text{A}(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{B}(\text{g})$ , cuya  $K_c$  vale 0,3 a 300 K. Indicar, razonando la respuesta, en qué sentido se desplazará la reacción si, en un reactor de 2 L, hay 2,5 mol de A y 3 mol de B en un momento dado, a 300 K. b) Para la reacción anterior, una vez alcanzado el equilibrio, al aumentar la temperatura se observa que aumenta la concentración de B. Razonar si la reacción es exotérmica o endotérmica.

**Respuesta:**

a) En el instante considerado, el cociente de la reacción será:

$$Q = \frac{\left(\frac{3}{2}\right)^2}{\frac{2,5}{2}} = 1,8$$

Valor muy superior al de la constante de equilibrio, por lo que la reacción se desplazará hacia la formación del reactivo A.

b) El aumento de la concentración de B significa que la reacción se desplaza hacia la derecha. Un aumento de temperatura implica un desplazamiento del equilibrio en el sentido en que la reacción sea endotérmica, por lo que la reacción indicada será **endotérmica**.

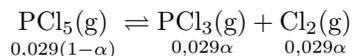
8. En un matraz vacío de 1 L de capacidad se colocan 6 g de  $\text{PCl}_5$  gaseoso. Se calienta a  $250\text{ }^\circ\text{C}$ , con lo que el  $\text{PCl}_5$  se disocia parcialmente en  $\text{Cl}_2$  y  $\text{PCl}_3$ , ambos gaseosos, según el equilibrio:



La presión de equilibrio es 2,078 atm. Calcular: a) El grado de disociación de  $\text{PCl}_5$ ; b) la constante de equilibrio  $K_p$  a  $250\text{ }^\circ\text{C}$ . Masas atómicas (u): P = 31; 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  $\text{PCl}_5$  será:  $n_{\text{PCl}_5} = \frac{6}{208,5} = 0,029$ . En el equilibrio, tendremos:



El número total de moles en el equilibrio será:  $n_{\text{eq}} = 0,029(1-\alpha) + 0,029\alpha + 0,029\alpha = 0,029(1+\alpha)$ .

Aplicando la ecuación de los gases, tendremos:

$$2,078 \cdot 1 = 0,029(1+\alpha)0,082 \cdot 523 \quad \alpha = 0,67$$

b) Las presiones parciales en el equilibrio serán:

$$p_{\text{PCl}_3} = p_{\text{PCl}_2} = 2,058 \frac{0,029 \cdot 0,67}{0,029(1 + 0,67)} = 0,825 \text{ atm}$$

$$p_{\text{PCl}_5} = 2,078 - 2 \cdot 0,825 = 0,428 \text{ atm}$$

Con lo que la constante  $K_p$  será:

$$K_p = \frac{0,825^2}{0,428} = 1,59$$

9. Se sabe que, a cierta temperatura, la solubilidad del  $\text{PbI}_2$  en agua pura es  $0,65 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ . Determinar: a) La constante del producto de solubilidad b) La solubilidad (en  $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$ ) de  $\text{PbI}_2$  en presencia de una disolución  $0,15 \text{ M}$  de  $\text{KI}$ , a la misma temperatura. Masas atómicas (u):  $\text{I} = 127$ ;  $\text{Pb} = 207$ .

**Respuesta:**

a) La solubilidad del  $\text{PbI}_2$ , expresada en  $\text{mol/L}$  será:

$$s = \frac{0,65 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}}{461 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}} = 1,41 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

El equilibrio de solubilidad del  $\text{PbI}_2$  será:



Siendo, por tanto, la constante del producto de solubilidad:

$$K_{ps} = 4s^3 = 4(1,41 \cdot 10^{-3})^3 = 1,12 \cdot 10^{-8}$$

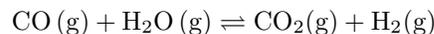
b) En presencia de una disolución  $0,15 \text{ M}$  de  $\text{KI}$ , tendremos:

$$1,12 \cdot 10^{-8} = s'(0,15 + s')^2$$

Haciendo la aproximación:  $0,15 + s' \simeq 0,15$ , tendremos:

$$s' = \frac{1,12 \cdot 10^{-8}}{0,15^2} = 4,98 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

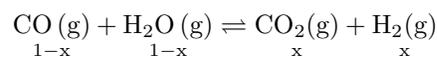
10. La constante de equilibrio  $K$ , para la reacción;



Vale  $5,1$  a  $800 \text{ K}$ . Si  $1 \text{ mol}$  de  $\text{CO}$  y  $1 \text{ mol}$  de  $\text{H}_2\text{O}$  se calientan a  $800 \text{ K}$  en un recipiente vacío de  $50 \text{ L}$ . Cuando se alcanza el equilibrio, calcular: a) cuantos moles de  $\text{CO}$  quedan sin reaccionar y b) la presión parcial de cada gas, la presión total en el recipiente y la constante  $K_p$ .  $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

**Respuesta:**

a) Cuando se alcance el equilibrio, podremos escribir:



Aplicando la constante de equilibrio:

$$5,1 = \frac{\left(\frac{x}{50}\right)^2}{\left(\frac{1-x}{50}\right)^2} \quad x = 0,693$$

Por lo que quedarán sin reaccionar:  $1 - 0,693 = 0,307$  mol de CO.

b) las presiones parciales de cada componente serán, respectivamente:

$$p_{\text{CO}} = p_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{0,307 \cdot 0,082 \cdot 800}{50} = 0,403 \text{ atm}$$

$$p_{\text{CO}_2} = p_{\text{H}_2} = \frac{0,693 \cdot 0,082 \cdot 800}{50} = 0,909 \text{ atm}$$

La presión total será:  $P = 2 \cdot 0,403 + 2 \cdot 0,909 = 2,62 \text{ atm}$ .

La constante  $K_p$  será:

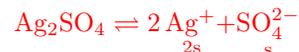
$$K_p = \frac{p_{\text{CO}_2} p_{\text{H}_2}}{p_{\text{CO}} p_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{0,909^2}{0,403^2} = 5,09$$

Valor prácticamente coincidente con el de  $K_c$ , lo que confirma que, cuando no hay variación en el número de moles de sustancias gaseosas, ambas constantes tienen el mismo valor.

11. La solubilidad de sulfato de plata ( $\text{Ag}_2\text{SO}_4$ ) en agua es  $8,11 \cdot 10^{-2} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ , a  $25^\circ\text{C}$ . a) Escribir correctamente el equilibrio de solubilidad y calcular  $K_{ps}$ ; b) ¿Cuál será la solubilidad (en  $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$ ) del sulfato de plata en presencia de una disolución acuosa de sulfato de calcio ( $\text{CaSO}_4$ )  $0,1 \text{ M}$ . Masas atómicas (u): O = 16; S = 32; Ag = 107,9.

**Respuesta:**

a) El equilibrio de solubilidad es el siguiente:



La solubilidad del sulfato de plata expresada en mol/L será:

$$s = \frac{8,11 \cdot 10^{-2} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}}{311,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 2,6 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

Siendo la constante del producto de solubilidad:<sup>1</sup>

$$K_{ps} = 4s^{-3} = 4(2,6 \cdot 10^{-4})^3 = 7,03 \cdot 10^{-11}$$

<sup>1</sup>El valor obtenido no coincide con el que se ha consultado en distintas tablas de constantes del producto de solubilidad, siendo los valores reflejados en dichas tablas del orden de  $1,2 \cdot 10^{-5}$

## 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:

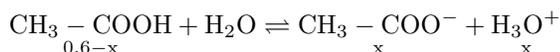
$$15 \cdot M = 24 \cdot 0,5 \quad M = 0,8$$

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 ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) 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  $K_a$ :

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

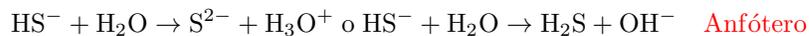
- b) Sabiendo que  $x = c\alpha = 0,6\alpha = 3,28 \cdot 10^{-3}$ , tendremos que:  $\alpha = 5,47 \cdot 10^{-3}$

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:  $\text{HS}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{HSO}_4^-$ ,  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{HNO}_3$ .

**Respuesta:**

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



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

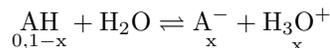




7. Una disolución acuosa de un ácido monoprotico de concentración 0,1 mol/L tiene un pH de 1,52. a) Calcular su constante de disociación, b) ¿Qué concentración deberá tener la disolución para que el pH fuera 2?

**Respuesta:**

- a) La disociación se puede representar de la forma:  $AH + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$



El pH será:  $1,52 = -\log x$ , por lo que  $x = 10^{-1,52} = 3 \cdot 10^{-2}$ . La constante de disociación será, entonces:

$$K_a = \frac{x^2}{0,1-x} = 1,29 \cdot 10^{-2}$$

- b) Para que el pH sea 2, deberá cumplirse:

$$1,29 \cdot 10^{-2} = \frac{(10^{-2})^2}{c - 10^{-2}} \quad c = 0,0177 \text{ M}$$

8. a) Razonar el carácter ácido, básico o neutro de disoluciones de las siguientes sales:  $NH_4Cl$ ;  $KCN$ ;  $NaCl$  y  $CH_3COONa$ ; b) Escribir las reacciones de hidrólisis de las sales anteriores que procedan. Constantes:  $K_b(NH_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$ ;  $K_a(HCN) = 1,26 \cdot 10^{-5}$ ;  $K_a(CH_3COOH) = 1,76 \cdot 10^{-5}$ .

**Respuesta:**

a)  $NH_4Cl$ : pH ácido, al tratarse de una sal de ácido fuerte y base débil;  $KCN$ : pH básico, al tratarse de una sal de ácido débil y bases fuerte;  $NaCl$ : pH neutro al ser una sal de ácido y base fuertes;  $CH_3COONa$ : pH basico, al ser una sal de ácido débil y base fuerte.

- b) Las reacciones de hidrólisis será las siguientes:

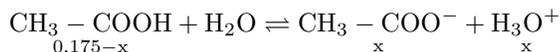


9. Se dispone de una disolución acuosa de  $KOH$  cuya concentración es 0,175 mol/L, a) ¿cuál será el pH de la disolución?; b) ¿cuál sería el pH y el grado de ionización de una disolución acuosa de ácido etanoico,  $CH_3-COOH$ , que tuviera la misma concentración que la de  $KOH$ ? Constantes:  $K_a(CH_3COOH) = 1,76 \cdot 10^{-5}$ .

**Respuesta:**

a) Al tratarse de una base fuerte, la concentración de iones  $OH^-$  será la misma que la de la base, por lo cual:  $pH = 14 + \log [OH^-] = 13,24$ .

- b) La disociación del ácido etanoico puede ser representada de la forma:



Aplicando la constante  $K_a$ :

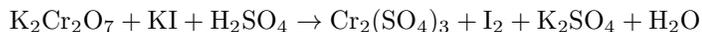
$$1,76 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,175-x} \quad z = [H_3O^+] = 1,74 \cdot 10^{-3} \text{ M} \quad pH = -\log 1,74 \cdot 10^{-3} = 2,76$$

Para calcular el grado de disociación:

$$x = C\alpha \quad 1,74 \cdot 10^{-3} = 0,175\alpha \quad \alpha = 0,01$$

## 7. OXIDACIÓN Y REDUCCIÓN.

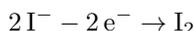
1. a) Ajustar, por el método del ion electrón, la siguiente reacción redox y nombrar todas las sales y ácidos que aparecen en la reacción:



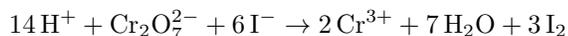
- b) Indicar las especies que actúan como oxidante y como reductor

**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  $\text{Cr}^{3+}$ , mientras que el KI actúa como reductor, oxidándose a  $\text{I}_2$ .

2. Dada la reacción redox:



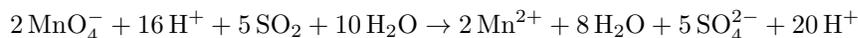
- a) Ajustar la reacción por el método del ion electrón y nombrar todos los compuestos, excepto  $\text{H}_2\text{O}$ . b) ¿Qué volumen de  $\text{SO}_2$  (a 1,2 atm y 27 °C) reacciona completamente con 500 mL de una disolución 2,8 mol·L<sup>-1</sup> de  $\text{KMnO}_4$ ? R = 0,082 atm L·mol<sup>-1</sup> K<sup>-1</sup>

**Respuesta:**

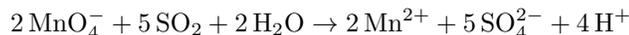
- a) Las semirreacciones son:



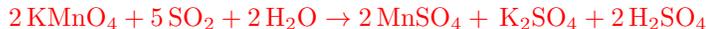
Multiplicando la primera semirreacción por 2, la segunda por 5, y sumando, obtendremos:



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  $\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}$ ; para ello, se tiene otros dos electrodos:  $\text{Ag}^+/\text{Ag}$  y  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$ . 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:**

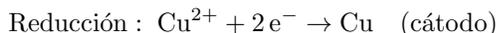
- a) Deberá utilizarse el electrodo de zinc, por tener éste un menor potencial de reducción  
b) La notación de la pila sería:  $\text{Zn}|\text{Zn}^{2+}||\text{Pb}^{2+}|\text{Pb}$ , siendo el potencial de la pila:

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

4. En un recipiente conteniendo una disolución azulada 1 M de  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ , se introduce una lámina de aluminio. Se observa que mientras la disolución se va decolorando, en la lámina aparece un depósito amarillento. a) Escribir las semirreacciones de oxidación y reducción que se producen en el recipiente, indicando cuál es el ánodo y el cátodo; b) Proponer un esquema de una pila cuya reacción redox sea igual a la del proceso anterior y calcular el potencial normal de la pila. Potenciales normales de electrodo (V):  $E^\circ \text{Cu}^{2+}/\text{Cu} = +0,34$ ;  $E^\circ \text{Al}^{3+}/\text{Al} = -1,66$ .

**Respuesta:**

- a) Las semirreacciones son las siguientes:

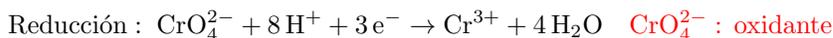
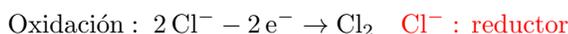


- b) El esquema podría ser el siguiente:  $\text{Al} | \text{Al}^{3+}(1\text{M}) || \text{Cu}^{2+}(1\text{M}) | \text{Cu}$ . Como se ve, se utilizan dos electrodos metálicos de Al y Cu, respectivamente, y sendas disoluciones 1 M de  $\text{CuSO}_4$  y  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ . El potencial de la pila sería:  $\varepsilon_{\text{pila}}^0 = \varepsilon_{\text{cátodo}}^0 - \varepsilon_{\text{ánodo}}^0 = 0,34 - (-1,66) = 2,00 \text{ V}$

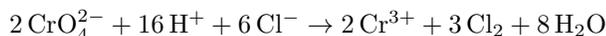
5. Dada la reacción:  $\text{HCl} + \text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{KCl} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ : a) Ajustar la ecuación por el método del ión-electrón, identificando las sustancias oxidante y reductora y dar el nombre de todas las sales presentes en la reacción; b) Calcular la masa de  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  necesaria para producir 92,25 L de  $\text{Cl}_2$  gaseoso, medidos a 1,2 atm y 300 K. Masas atómicas (u): O = 16; K = 39; Cr = 52. R =  $0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\text{K}^{-1}$ .

**Respuesta:**

- a) Las semirreacciones son las siguientes:



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



En forma molecular:



las sales presentes en la reacción son: **cromato potásico** ( $\text{K}_2\text{CrO}_4$ ), **tricloruro de cromo** ( $\text{CrCl}_3$ ) y **cloruro de potasio** ( $\text{KCl}$ ).

- b) El número de moles cloro producido se calcula aplicando la ecuación de los gases:

$$1,2 \cdot 92,25 = n \cdot 0,082 \cdot 300 \quad n = 4,5 \text{ mol Cl}_2$$

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

$$\frac{2 \text{ mol K}_2\text{CrO}_4}{3 \text{ mol Cl}_2} = \frac{x \text{ mol K}_2\text{CrO}_4}{4,5 \text{ mol Cl}_2} \quad x = 3 \text{ mol K}_2\text{CrO}_4$$

La masa de  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  será:

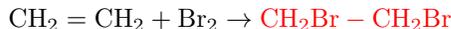
$$m = 3 \text{ mol} \cdot 194 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 582 \text{ g K}_2\text{CrO}_4$$

## 8. QUÍMICA ORGÁNICA.

1. a) Justificar la reacción que se produce al tratar eteno con  $\text{Br}_2$ . Formular y nombrar el producto resultante. b) Formular y nombrar los productos de oxidación (con  $\text{KMnO}_4$ , en medio básico) y de deshidratación (con calor, en medio ácido) del propan-2-ol, respectivamente.

**Respuesta:**

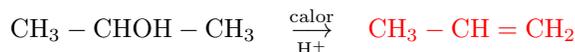
- a) La reacción de bromo con eteno es una reacción de adición, en la que se rompe el doble enlace, para dar 1,2-dibromoetano:



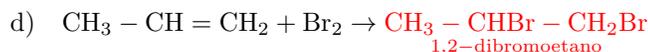
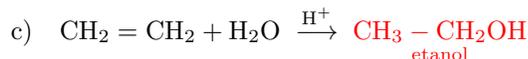
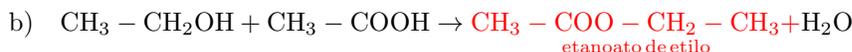
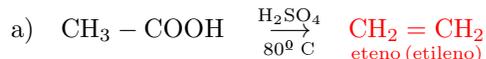
- b) La oxidación da lugar a una cetona (propanona), ya que se trata de un alcohol secundario:



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)  $\text{Cl}_2$ ; b)  $\text{HCl}$  y c)  $\text{H}_2\text{O}$  (en medio ácido,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ).

**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)

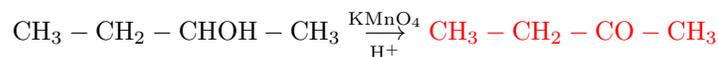
b)  $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CHCl} - \text{CH}_3$  (2-cloropropano)

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)

5. a) Justificar las diferencias que se producen en las reacciones del butan-2-ol con un oxidante fuerte ( $\text{KMnO}_4$ ) o con oxígeno ( $\text{O}_2$ ). b) Nombrar los dos tipos de reacción y los productos de cada una.

**Respuesta:**

a) El 2-butanol es oxidado por  $\text{KMnO}_4$  en medio ácido para obtener butanona, según:



Mientras que con oxígeno se produce la reacción de combustión:



6. Formular y nombrar: a) Un isómero de función del butan-1-ol; b) Un isómero de posición del but-1-eno y c) Un isómero de cadena del butano.

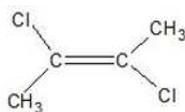
**Respuesta:**

a)  $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{O} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$  (diéter). b)  $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_3$  (2-buteno). c)  $\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CH}_3$  (metilpropano)

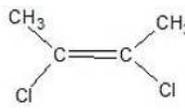
7. a) Escribir la fórmula de las siguientes moléculas: 1) 2,3-diclorobutano; 2) 2,3-diclorobut-2-eno; 3) 4,4-dimetil pent-2-ino e indicar aquellas que presenten isomería geométrica (cis-trans) y escribir la fórmula de estos isómeros; b) Escribir y nombrar el compuesto que se forma al calentar suavemente etanol en presencia de ácido sulfúrico concentrado, indicando el tipo de reacción descrita.

**Respuesta:**

a) 1)  $\text{CH}_3 - \text{CHCl} - \text{CHCl} - \text{CH}_3$  2)  $\text{CH}_3 - \text{CCl} = \text{CCl} - \text{CH}_3$  3)  $\text{CH}_3 - \text{C} \equiv \text{C} - \text{C}(\text{CH}_3)_2 - \text{CH}_3$ . Presenta isomería geométrica el compuesto 2,3-diclorobut-2-eno, siendo los isómeros:



Isómero trans



Isómero cis

Se trata de la siguiente reacción de eliminación:



Como vemos, los productos de la reacción son etileno y agua,