

# PRUEBAS EBAU QUÍMICA

Juan P. Campillo Nicolás

22 de julio de 2019

## 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:

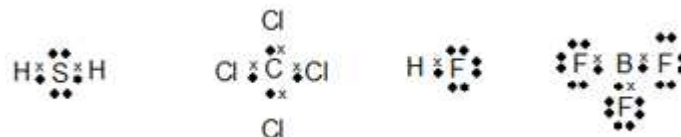
a) A:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ ;  $B^{2-}$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ ;  $C^{2+}$ :  $1s^2 2s^2 2p^6$ ; D:  $1s^2 2s^2 2p^5$

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:



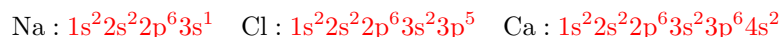
b) La repulsión debida a los dos pares electrónicos no compartidos de la molécula  $\text{H}_2\text{S}$  da lugar a una geometría angular, por lo que la molécula será **polar**. En la molécula de  $\text{CCl}_4$ , los enlaces están distribuidos uniformemente desde el centro a los vértices de un tetraedro. 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:**

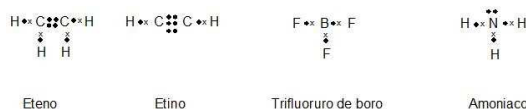
a) En el  $CCl_4$  no existen pares de electrones solitarios sobre el átomo central, por lo que los cuatro enlaces se dispondrán de forma tetraédrica. La hibridación del C sería del tipo  $sp^3$ . En el  $BF_3$  el átomo central tampoco soporta electrones solitarios. Los tres enlaces se disponen formando 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

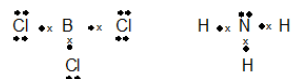
- menor que el de  $n$ . 3) **Es posible**. El orbital es de tipo  $d$ . 4) **Es posible**: el orbital es de tipo  $f$ . 5) **No es posible**: el valor absoluto de  $m_l$  no puede ser mayor que el de  $l$ .
11. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas: A)  $1s^2 2s^1$ ; B)  $1s^2 2s^2 2p^5$ ; C)  $1s^2 2s^2 2p^7 3s^2 3p^4$ ; D)  $1s^2 2s^2 2p^6 2d^2$ ; E)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 4s^1$ : a) Indicar, razonadamente, qué configuraciones son imposibles y cuál representa un estado excitado. b) De las configuraciones posibles, indicar el grupo y nivel del elemento. c) Para las configuraciones posibles, razonar, cuál será el ion más probable.

**Respuesta:**

- a) **C no es posible** dado que en los orbitales  $p$  de un nivel no caben más de 6 electrones. **Tampoco lo es D**, pues en el nivel  $n = 2$  no hay orbitales  $d$ . La configuración **E representa un estado excitado**, pues el electrón situado en  $4s^1$  debería encontrarse en un orbital  $3p$ .
- b) **A: grupo 1, periodo 2; B: grupo 17, periodo 2; E: (en su estado fundamental) grupo 3, periodo 3.**
- c) Los iones más probables serán:  **$A^+$ ;  $B^-$  y  $E^{3+}$**
12. 1) Dadas las moléculas  $BCl_3$  y  $NH_3$ . a) Escribir la estructura de Lewis de ambas moléculas e indicar su geometría e hibridación según la Teoría de Repulsión de Pares Electrónicos de la Capa de Valencia (TRPECV). b) Explicar la polaridad de las moléculas. c) Justificar, cuál de ellas presenta enlaces por puentes de hidrógeno. Números atómicos (Z): H = 1; B = 5; N = 7; Cl=17.

**Respuesta:**

- a) Las respectivas estructuras de Lewis son las siguientes:



Según la TRPECV, la no existencia de pares de electrones no enlazantes sobre el átomo de boro implica que la mínima repulsión entre los pares enlazantes se producirá cuando los ángulos entre enlaces sean de  $120^\circ$ . La molécula tendrá una forma **trigonal plana**. En el caso del amoníaco, existe un par no enlazante sobre el átomo de N y tres enlaces N-H. para que la repulsión sea mínima, estos tres enlaces deben disponerse a lo largo de las aristas de una **pirámide trigonal**.

- b) De la geometría de la molécula se deduce que el  **$BCl_3$  es apolar**, mientras que el  **$NH_3$  tiene carácter polar**.
- c) La molécula de **amoníaco** presenta enlaces por puente de hidrógeno, pues existen enlaces entre el hidrógeno y un elemento de elevada electronegatividad y pequeño tamaño, como es el nitrógeno.
13. Sean los elementos químicos: Se, Br, Kr, Rb y Sr. a) Ordenar los cinco elementos por su radio atómico. b) Razonar cual es el ion más estable que pueden formar cada uno de estos elementos. c) Razonar, qué tipo de enlace se puede dar entre Br y Sr. Indica dos propiedades de este tipo de enlace. Números atómicos (Z): Se = 34; Br = 35; Kr = 36; Rb = 37; Sr = 38.

**Respuesta:**

- a) la situación de estos elementos en la tabla periódica es la siguiente:

	Se	Br	Kr	Rb	Sr
Periodo	4	4	4	5	5
Grupo	16	17	18	1	2

Teniendo en cuenta que el radio atómico disminuye de izquierda a derecha a lo largo de un periodo y de abajo hacia arriba a lo largo de un grupo, el orden creciente de radios atómicos será: **Kr < Br < Se < Sr < Rb.**

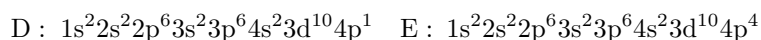
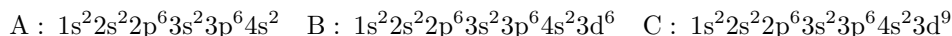
b) Los iones más estables, debido a sus respectivas situaciones en la tabla periódica son: **Se<sup>2-</sup>; Br<sup>-</sup>; Kr (no forma iones); Rb<sup>+</sup> y Sr<sup>2+</sup>**

c) dada su situación en la tabla periódica, cabe esperar que entre ambos se forme un enlace iónico para formar el SrBr<sub>2</sub>, sustancia de **punto de fusión elevado y no conductor de la corriente eléctrica en estado sólido.**

14. Dados los elementos A, B, C, D y E, cuyos números atómicos son, 20, 26, 29, 31 y 34, respectivamente. Indicar, razonando la respuesta: a) La configuración electrónica de sus respectivos estados fundamentales, y el grupo y nivel al que pertenecen. b) Indicar, razonadamente, cuál es el elemento de mayor radio atómico y el de mayor energía de ionización.

**Respuesta:**

a) Las respectivas configuraciones electrónicas son las siguientes:



La situación en la tabla periódica viene representada en la siguiente tabla:

	A	B	C	D	E
Periodo	4	8	11	13	16
Grupo	2	3	3	4	4

b) El elemento de mayor radio atómico será el que esté situado más abajo y a la izquierda en la tabla periódica, esto es, el elemento **A**. La energía de ionización varía en sentido contrario al radio atómico, por lo que el elemento de mayor energía de ionización es el **E**.

## 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:

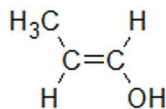
$$P = \frac{n}{V} RT = \frac{m}{P_m \cdot V} RT = \frac{d}{P_m} RT$$

Sustituyendo:

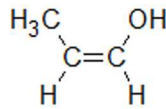
$$0,447 = \frac{0,791}{P_m} 0,082 \cdot 400$$

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:

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

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

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

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:

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

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

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

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** ( $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CO} - \text{CH}_3$ )

4. Por combustión de 2,0 gramos de un hidrocarburo ( $\text{C}_x\text{H}_y$ ) se obtienen 6,29 gramos de  $\text{CO}_2$ . Si la densidad del hidrocarburo en estado gaseoso es  $1,78 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$  a  $287,8 \text{ K}$  y  $1 \text{ atm}$  de presión. Determinar:
- a) La fórmula empírica y molecular del hidrocarburo. b) Indicar si el hidrocarburo es saturado o insaturado, y formular un isómero.  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$  Masas atómicas (u):  $\text{C} = 12$ ;  $\text{H} = 1$ .

**Respuesta:**

a) En 6,29 g de  $\text{CO}_2$  hay una cantidad de C de:

$$m_{\text{C}} = 6,29 \text{ g CO}_2 \frac{12 \text{ g C}}{44 \text{ g CO}_2} = 1,715 \text{ g}$$

Siendo el resto ( $2,0 - 1,715 = 0,285 \text{ g}$ ) la masa de hidrógeno presente en la muestra de hidrocarburo. A partir de estas masas, podemos establecer lo siguiente:

$$\frac{1,715 \text{ g C}}{12 \text{ g C}} = 0,143 \quad \frac{0,285 \text{ g H}}{1 \text{ g H}} = 0,285$$

Dividimos ahora estas cantidades entre la menor, obteniendo:

$$\frac{0,143}{0,143} = 1 \quad \frac{0,285}{0,143} \simeq 2$$

Con lo que la fórmula empírica del hidrocarburo es  $\text{CH}_2$ . Conocida su densidad tendremos, por aplicación de la ecuación de los gases:

$$1 = \frac{1,78}{P_m} 0,082 \cdot 287,8 \quad P_m = 42,0$$

Sabiendo que la fórmula molecular es  $(\text{CH}_2)_n$ , podremos escribir:

$$n(12 + 2) = 42 \quad n = 4$$

Con lo que la fórmula molecular del compuesto será  $\text{C}_4\text{H}_8$ . Se trata de un hidrocarburo insaturado del que podemos escribir los isómeros:  $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_3$  (**2-buteno**) y  $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$  (**1-buteno**)

### 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:

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

5. Para la reacción  $A + B \rightarrow C$  se obtuvieron los siguientes resultados: a) Calcular el orden global de la

Experiencia	[A <sub>0</sub> ] (mol · L <sup>-1</sup> )	[B <sub>0</sub> ] (mol · L <sup>-1</sup> )	v <sub>0</sub> (mol · L <sup>-1</sup> · s <sup>-1</sup> )
1	0,20	0,20	x
2	0,40	0,20	2x
3	0,20	0,40	4x

reacción y escribir la ecuación de velocidad. b) Determinar el valor y las unidades de la constante de velocidad si  $X = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

**Respuesta:**

a) Sustituyendo en los experimentos 1 y 2:

$$x = k[0,20]^\alpha [0,20]^\beta$$

$$2x = k[0,40]^\alpha [0,20]^\beta$$

Dividiendo la segunda expresión entre la primera:

$$2 = 2^\alpha \quad \alpha = 1$$

Repitiendo el procedimiento para los experimento 2 y 3:

$$2x = k[0, 40][0, 20]^\beta$$

$$4x = k[0, 2][0, 040]$$

Dividiendo la segunda expresión entre la primera:

$$2 = \frac{1}{2} 2^\beta \quad \beta = 2$$

b) Sustituyendo el valor de la velocidad:

$$1,5 \cdot 10^{-3} = k \cdot 0,2 \cdot 0,2^2 \quad k = 0,1875 \text{ mol}^{-2} \text{L}^2 \text{s}^{-1}$$

6. A 25 °C la constante de velocidad de una reacción vale 0,035 s<sup>-1</sup>. Esta reacción tiene una energía de activación de 40,5 kJ·mol<sup>-1</sup>. a) Determinar el valor de la constante de velocidad a 75 °C. b) Razonar cual será el orden de la reacción mediante la información disponible. R = 8,314 J·K<sup>-1</sup>·mol<sup>-1</sup>

**Respuesta:**

a) Del valor de k a 25<sup>o</sup> C se puede deducir:

$$0,035 = A e^{-4,05 \cdot 10^4 / 8,314 \cdot 298} \quad A = 4,40 \cdot 10^5$$

La constante de velocidad a 75<sup>o</sup> C tendrá el valor:

$$k = 4,40 \cdot 10^5 e^{-4,05 \cdot 10^4 / 8,314 \cdot 348} = 0,366 \text{ s}^{-1}$$

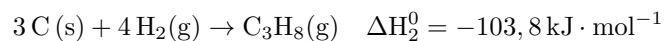
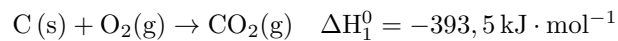
b) Puesto que la velocidad de la reacción se expresa en mol·L<sup>-1</sup> · s<sup>-1</sup> , la ecuación debe ser del tipo: **v = k [A]**, puesto que: mol·L<sup>-1</sup> · s<sup>-1</sup> = (mol·L<sup>-1</sup>)<sup>n</sup> · s<sup>-1</sup>, esto es, ña reacción es de **primer orden**.

#### 4. TERMOQUÍMICA.

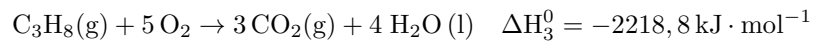
1. Sabiendo que los calores estándar de formación a presión constante de  $\text{CO}_2$ , gas y  $\text{C}_3\text{H}_8$ , gas, son, respectivamente  $-393,5$  y  $-103,8$   $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$  y el calor de combustión estándar de  $\text{C}_3\text{H}_8$ , gas es,  $-2218,8$   $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ . 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): H = 1, 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:

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

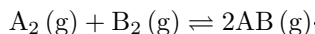
- b) Puesto que el calor de combustión de  $1$  mol de  $\text{C}_3\text{H}_8$  (equivalente a  $44$  g de este compuesto) es de  $-2218,8$  kJ, podremos establecer la siguiente relación:

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

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

## 5. EQUILIBRIO QUÍMICO.

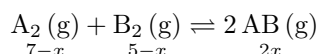
1. Una mezcla gaseosa compuesta por 7 mol de  $A_2$  y 5 mol de  $B_2$  se introduce en un reactor de 40 L de volumen. El reactor se calienta a  $350\text{ }^\circ\text{C}$ . Una vez alcanzado el equilibrio, se han formado 9 mol del producto gaseoso AB:



- 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**.

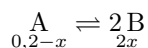
- b) La solubilidad será;

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

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:

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

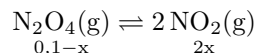
b) En este caso,  $[\text{CO}_3^{2-}] = 0,2$ , por lo cual:

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

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  $50^\circ\text{C}$ , 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**.

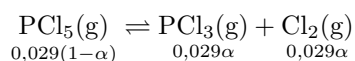
8. En un matraz vacío de 1 L de capacidad se colocan 6 g de  $\text{PCl}_5$  gaseoso. Se calienta a  $250^\circ\text{C}$ , con lo que el  $\text{PCl}_5$  se disocia parcialmente en  $\text{Cl}_2$  y  $\text{PCl}_3$ , ambos gaseosos, según el equilibrio:



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  $250^\circ\text{C}$ . 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:

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

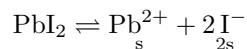
9. Se sabe que, a cierta temperatura, la solubilidad del  $\text{PbI}_2$  en agua pura es  $0,65 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ . Determinar: a) La constante del producto de solubilidad b) La solubilidad (en  $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$ ) de  $\text{PbI}_2$  en presencia de una disolución  $0,15 \text{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

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

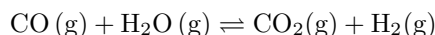
b) En presencia de una disolución  $0,15 \text{ M}$  de  $\text{KI}$ , tendremos:

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

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

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

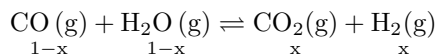
10. La constante de equilibrio  $K$ , para la reacción;



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:

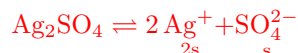
$$K_p = \frac{p_{\text{CO}_2} p_{\text{H}_2}}{p_{\text{CO}} p_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{0,909^2}{0,403^2} = 5,09$$

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:

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

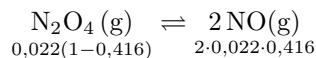
Siendo la constante del producto de solubilidad:<sup>1</sup>

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

12. En un recipiente de 200 mL se colocan 0,40 g de tetraóxido de dinitrógeno ( $\text{N}_2\text{O}_4$ ). Se cierra el recipiente y se calienta a  $45^\circ\text{C}$ , produciéndose la disociación del  $\text{N}_2\text{O}_4$  en un 41,6%. a) Calcular las constantes  $K_c$  y  $K_p$  para el equilibrio:  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g})$  b) Justificar cómo cambiarán las concentraciones relativas de ambos compuestos si, a  $45^\circ\text{C}$ , se aumenta la presión en el interior del recipiente. c) Justificar cómo tiene que variar la temperatura para que aumente la concentración de  $\text{N}_2\text{O}_4$ , teniendo en cuenta que la reacción es endotérmica.  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$  Masas atómicas (u): N = 14; O = 16.

**Respuesta:**

a) El número de moles de  $\text{N}_2\text{O}_4$  es:  $n = 0,40/92 = 4,35 \cdot 10^{-3}$  y la concentración inicial:  $c = \frac{4,35 \cdot 10^{-3}}{0,2} = 0,022 \text{ M}$ . En el equilibrio, podemos escribir la siguiente ecuación:



Las constantes  $K_c$  y  $K_p$  valdrá, respectivamente:

$$K_c = \frac{(2 \cdot 0,022 \cdot 0,416)^2}{0,022(1 - 0,416)} = 0,026$$

<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  $1,2 \cdot 10^{-5}$

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n} = 0,026(0,082 \cdot 318) = 0,68$$

b) Si aumenta la presión, el equilibrio se desplazará hacia donde menor sea el número de moles de sustancias gaseosas. Por tanto, **aumentará la concentración de  $N_2O_4$  y disminuirá la de  $NO_2$ .**

c) Al ser endotérmica la reacción, una **disminución de temperatura** producirá un desplazamiento del equilibrio hacia la izquierda, aumentando, por tanto, la concentración de  $N_2O_4$ .

13. 4) Sabiendo que la constante del producto de solubilidad  $K_{ps}$  del  $Ag_2CO_3$  vale  $8,5 \cdot 10^{-12}$ , calcular la solubilidad del  $Ag_2CO_3$  (expresada en  $mol \cdot L^{-1}$ ) a  $25^\circ C$  en cada una de las siguientes situaciones: a) en agua pura; b) en presencia de una disolución de  $Na_2CO_3$  0,22 M c) en presencia de una disolución de  $Na_2CO_3$  0,22 M d) Razonar cuál de las dos sustancias ( $AgNO_3$  o  $Na_2CO_3$  es más efectiva para reducir la solubilidad del  $Ag_2CO_3$ ).

**Respuesta:**

a) A partir de la constante del producto de solubilidad:

$$8,5 \cdot 10^{-12} = [Ag^+]^2[CO_3^{2-}] = 4s^3 \quad s = 1,29 \cdot 10^{-4}M$$

b) En presencia de una disolución de  $Na_2CO_3$  0,22 M:

$$8,5 \cdot 10^{-12} = s^2 \cdot 0,22 \quad s = 6,22 \cdot 10^{-6}M$$

c) En presencia de una disolución de  $AgNO_3$  0,22 M:

$$8,5 \cdot 10^{-12} = 0,22^2 \cdot s \quad s = 1,76 \cdot 10^{-10}M$$

d) El **nitrato de plata** es la más efectiva pues la solubilidad toma el menor valor.

14. Se tiene tres sales de  $AgCl$ ,  $AgBr$  y  $AgI$ . a) Calcular la solubilidad de las tres sales, expresándolas en  $g \cdot L^{-1}$ . b) Ordenar las tres sales de mayor a menor solubilidad.  $K_{ps}$ :  $AgCl = 1,7 \cdot 10^{-10}$   $AgBr = 5,6 \cdot 10^{-13}$   $AgI = 1,1 \cdot 10^{-16}$ ; ; Masas atómicas (u):  $Ag = 107,9$ ;  $Br = 79,9$ ;  $I = 126,9$ ;  $C = 35,5$ .

**Respuesta:**

a) Las respectivas solubilidades son las siguientes:

$$s_{AgCl} = \sqrt{1,7 \cdot 10^{-10}} = 1,30 \cdot 10^{-5}M$$

$$s_{AgBr} = \sqrt{5,6 \cdot 10^{-13}} = 7,48 \cdot 10^{-7}M$$

$$s_{AgI} = \sqrt{1,1 \cdot 10^{-16}} = 1,05 \cdot 10^{-8}M$$

b) El orden decreciente de solubilidad estará relacionado con el producto de solubilidad, de forma que cuanto mayor sea el valor de  $K_{ps}$  más soluble será la sal. Así pues, el orden será:  **$AgCl > AgBr > AgI$**

15. a) Una disolución contiene una  $[Ca^{2+}] = 10^{-3} mol \cdot L^{-1}$ . Hallar la concentración de ion fluoruro mínima para que comience a precipitar el  $CaF_2$ , cuyo  $K_{ps} = 3,9 \cdot 10^{-11}$ . b) Calcular la solubilidad en agua pura del  $CaF_2$ , expresada en  $g \cdot L^{-1}$ . Masas atómicas (u):  $Ca = 40$ ;  $F = 19$ .

**Respuesta:**

a) Aplicando la constante del producto de solubilidad:

$$3,9 \cdot 10^{-11} = 10^{-3}[F^-]^2 \quad [F^-] = 1,97 \cdot 10^{-4}M$$

b) La solubilidad en agua pura será:

$$3,9 \cdot 10^{-11} = [Ca^{2+}][F^-]^2 = s(2s)^2 \quad s = 2,13 \cdot 10^{-4}M$$

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

$$s = 2,13 \cdot 10^{-4} mol \cdot L^{-1} \cdot 78 g \cdot mol^{-1} = 0,017 g \cdot L^{-1}$$

## 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:

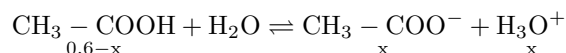
$$15 \cdot M = 24 \cdot 0,5 \quad M = 0,8$$

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  $K_a$ :

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

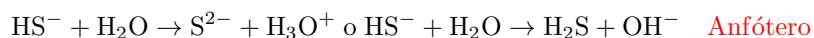
- b) Sabiendo que  $x = c\alpha = 0,6\alpha = 3,28 \cdot 10^{-3}$ , tendremos que:  $\alpha = 5,47 \cdot 10^{-3}$

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:



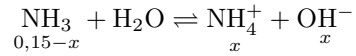
(aunque, al ser el ácido bromhídrico fuerte, esta reacción apenas tiene lugar)



4. Se tienen, separados en recipientes distintos, 50 ml de una disolución acuosa de KOH (base fuerte) 0,30 mol·L<sup>-1</sup> y 100 ml de una disolución acuosa de NH<sub>3</sub> (K<sub>b</sub> = 1,8·10<sup>-5</sup> 0,15 mol·L<sup>-1</sup>. Calcular: a) El pH de ambas disoluciones. b) Volumen, en ml, de HCl 0,25 mol·L<sup>-1</sup> que se necesitan para neutralizar los 50 ml de KOH 0,30 mol·L<sup>-1</sup>.

**Respuesta:**

- a) Para la disolución de KOH: pH = 14 - pOH = 14 + log 0,30 = **13,48**. Para el NH<sub>3</sub>:



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

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

- b) Puesto que el NH<sub>3</sub> 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<sup>-1</sup>. 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 HNO<sub>3</sub> 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)<sub>ácido</sub> = (V·M)<sub>base</sub>, 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) S<sup>2-</sup>; 2) HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>; 3) HS<sup>-</sup> y 4) CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>. b) Determinar el pH de una disolución acuosa de amoníaco 0,05 M, si K<sub>b</sub> = 1,8·10<sup>-5</sup>.

**Respuesta:**

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



El HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> y el HS<sup>-</sup> son las bases conjugadas de los ácidos débiles H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> y H<sub>2</sub>S, por lo que serán relativamente fuertes. Podrían actuar como ácidos frente a bases más fuertes.

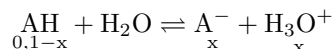
- b) Para hallar el pH tendremos:

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

7. Una disolución acuosa de un ácido monoprótico 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 básico, al ser una sal de ácido débil y base fuerte.

- b) Las reacciones de hidrólisis será las siguientes:

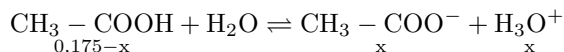


9. Se dispone de una disolución acuosa de  $KOH$  cuya concentración es 0,175 mol/L, a) ¿cuál será el pH de la disolución?; b) ¿cuál sería el pH y el grado de ionización de una disolución acuosa de ácido etanoico,  $CH_3-COOH$ , que tuviera la misma concentración que la de  $KOH$ ? Constantes:  $K_a(CH_3COOH)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

**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:

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

10. En el laboratorio tenemos una botella que contiene una disolución acuosa de ácido clorhídrico de  $\text{pH} = 1,5$ . a) Calcular la concentración del ácido. b) Si se quiere neutralizar 50 mL del ácido anterior con una disolución de hidróxido de potasio  $0,15 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ , calcular el volumen de disolución (en mL) de hidróxido de potasio que se necesita.

**Respuesta:**

a) La concentración de iones hidronio es:  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-1,5} = 0,032 \text{ M}$ . que es la misma que la concentración del ácido, al ser éste un ácido fuerte.

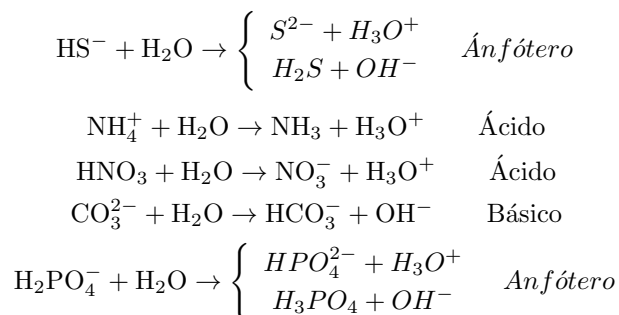
b) Puesto que la reacción se produce mol a mol, podremos plantear la siguiente igualdad:

$$0,05 \cdot 0,032 = V \cdot 0,15 \quad V = 0,011 \text{ L}$$

11. 3) Para los siguientes iones y moléculas: 1)  $\text{HS}^-$  2)  $\text{NH}_4^+$ ; 3)  $\text{HNO}_3$ ; 4)  $\text{CO}_3^{2-}$ ; 5)  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ . a) Escribir la reacción de cada compuesto con el agua. b) Al reaccionar con el agua, justificar de acuerdo a la teoría de Brönsted y Lowry, el carácter ácido, básico o anfótero de cada compuesto.

**Respuesta:**

a) y b) Las reacciones son las siguientes:



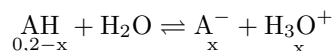
12. Se tiene una disolución acuosa de un ácido débil HA 1,5 molar. Si se toman 4,0 mL de esta disolución y se añade agua hasta completar un volumen de 30,0 mL, calcular: a) la nueva concentración de ácido, expresada en  $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ , y el pH de la disolución resultante; b) el grado de disociación del ácido, expresado en %.  $K_a = 1,75 \cdot 10^{-5}$ .

**Respuesta:**

a) la nueva concentración del ácido,  $c'$  será:

$$c' = \frac{4,0 \cdot 10^{-3} \cdot 1,5}{3 \cdot 10^{-2}} = 0,2 \text{ M}$$

La ionización del ácido se puede representar por:



Aplicando la constante  $K_a$ :

$$\begin{aligned} 1,75 \cdot 10^{-5} &= \frac{x^2}{0,2 - x} \quad x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,86 \cdot 10^{-3} \\ \text{pH} &= -\log x = 2,73 \end{aligned}$$

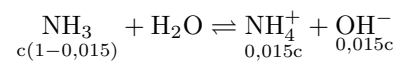
b) El grado de disociación del ácido será:

$$\alpha = \frac{1,86 \cdot 10^{-3}}{0,2} 100 = 0,93 \%$$

13. Sea una disolución acuosa de  $\text{NH}_3$  con un grado de disociación del 1,5 %. Calcular: a) la concentración inicial de amoníaco, expresada en  $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$  b) el pH de la disolución.  $K_b = 1,8\cdot 10^{-5}$ .

**Respuesta:**

- a) El equilibrio de disociación se puede representar así:



Aplicando la constante  $K_b$  tendremos:

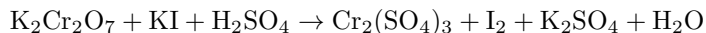
$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{c \cdot 0,015^2}{1 - 0,015} \quad c = 0,079 \text{ M}$$

- b) El pH de la disolución será:  $\text{pH} = 14 + \log [\text{OH}^-] = 14 + \log (0,015 \cdot 0,079) = 11,07$



## 7. OXIDACIÓN Y REDUCCIÓN.

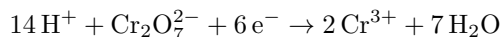
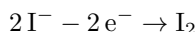
1. a) Ajustar, por el método del ion electrón, la siguiente reacción redox y nombrar todas las sales y ácidos que aparecen en la reacción:



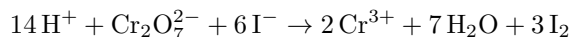
- b) Indicar las especies que actúan como oxidante y como reductor

**Respuesta:**

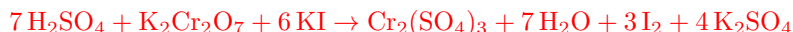
- a) Las respectivas semirreacciones de oxidación y de reducción son:



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

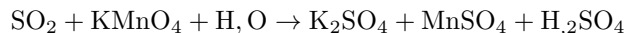


En forma molecular:



- 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:



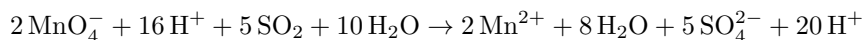
- a) Ajustar la reacción por el método del ion electrón y nombrar todos los compuestos, excepto  $\text{H}_2\text{O}$ . b) ¿Qué volumen de  $\text{SO}_2$  (a 1,2 atm y 27 °C) reacciona completamente con 500 mL de una disolución 2,8 mol·L<sup>-1</sup> de  $\text{KMnO}_4$ ? R = 0,082 atm L·mol<sup>-1</sup>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

**Respuesta:**

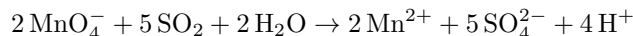
- a) Las semirreacciones son:



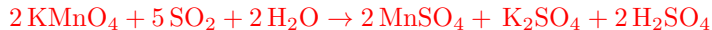
Multiplicando la primera semirreacción por 2, la segunda por 5, y sumando, obtendremos:



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:**

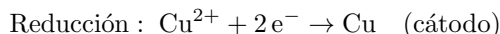
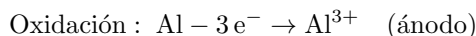
- a) Deberá utilizarse el electrodo de zinc, por tener éste un menor potencial de reducción  
 b) La notación de la pila sería:  $\text{Zn}|\text{Zn}^{2+}||\text{Pb}^{2+}|\text{Pb}$ , siendo el potencial de la pila:

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

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:

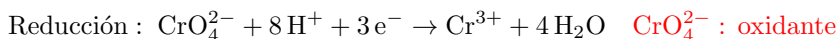
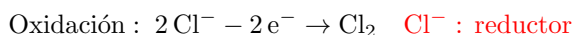


- b) El esquema podría ser el siguiente:  $\text{Al} | \text{Al}^{3+}(1\text{M}) || \text{Cu}^{2+}(1\text{M}) | \text{Cu}$ . Como se ve, se utilizan dos electrodos metálicos de Al y Cu, respectivamente, y sendas disoluciones 1 M de  $\text{CuSO}_4$  y  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ . El potencial de la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

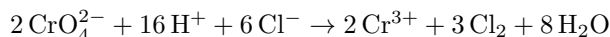
5. Dada la reacción:  $\text{HCl} + \text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{KCl} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ : a) Ajustar la ecuación por el método del ión-electrón, identificando las sustancias oxidante y reductora y dar el nombre de todas las sales presentes en la reacción; 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:

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

6. Para la siguiente reacción redox:

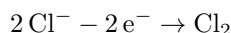
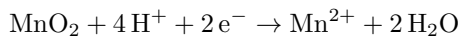


a) Determinar la especie que se oxida y la que se reduce. b) Ajustar la ecuación por el método del ion-electrón. c) Calcular la masa (en gramos) de  $\text{MnO}_2$  necesaria para producir 50 L de  $\text{Cl}_2$ , medidos a 1,5 atm y 350 K.  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ ; Masas atómicas (u): Mn = 54,94; O = 16

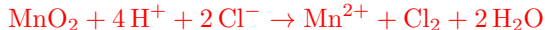
**Respuesta:**

a) La especie que se oxida es ion  $\text{Cl}^-$ , que pasa a  $\text{Cl}_2$ , mientras que la que se reduce es  $\text{MnO}_2$ , que pasa a  $\text{Mn}^{2+}$ .

b) A partir de las semirreacciones:



Sumando miembro a miembro:



En forma molecular:



c) El número de moles de  $\text{Cl}_2$  se obtiene a partir de la ecuación de los gases:

$$1,5 \cdot 50 = n \cdot 0,082 \cdot 350 \quad n = 2,61 \text{ mol Cl}_2$$

A partir de la relación:

$$\frac{86,94 \text{ g MnO}_2}{1 \text{ mol Cl}_2} = \frac{x \text{ g MnO}_2}{2,61 \text{ mol Cl}_2} \quad x = 226,91 \text{ g MnO}_2$$

7. Conocidos los potenciales normales de reducción de los siguientes pares redox:  $E^\circ (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = + 0,80 \text{ V}$ ;  $E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = + 0,346 \text{ V}$ ;  $E^\circ (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = - 0,76 \text{ V}$ . a) Indicar, razonadamente, la especie más oxidante y la más reductora. b) Explicar qué sucedería si se introduce una barra de cinc en una disolución de iones  $\text{Ag}^+$ . c) Calcular el potencial de la pila formada por los electrodos de cobre y cinc, escribiendo las semirreacciones de oxidación y reducción, indicando el ánodo y el cátodo.

**Respuesta:**

a) La especie más oxidante es la que posee el mayor potencial de reducción, es decir, la que posea mayor tendencia a reducirse, en este caso, el  $\text{Ag}^+$ , mientras que la más reductora es la que posee un menor poder de reducción, es decir,  $\text{Zn}$

b) Según lo anterior, la barra de Zinc tendería a disolverse, mientras que el ion  $\text{Ag}^+$  tendería a depositarse sobre la barra.

c) La pila formada por electrodos de cobre y zinc tendría la notación siguiente:  $\text{Zn}|\text{Zn}^{2+}||\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}$

siendo el ánodo el formado por el electrodo de Zn introducido en la disolución de  $\text{Zn}^{2+}$ , y el cátodo el formado por el electrodo de cobre disuelto en la disolución de  $\text{Cu}^{2+}$ . El potencial de esta pila sería:  $\varepsilon^0 = \varepsilon_{\text{cátodo}}^0 - \varepsilon_{\text{ánodo}}^0 = 0,346 - (-0,76) = 1,106 \text{ V}$ . Las semirreacciones de oxidación y de reducción serían, respectivamente:

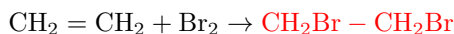


## 8. QUÍMICA ORGÁNICA.

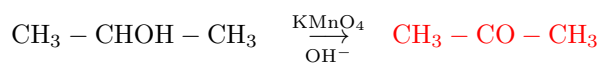
1. a) Justificar la reacción que se produce al tratar eteno con  $\text{Br}_2$ . Formular y nombrar el producto resultante. b) Formular y nombrar los productos de oxidación (con  $\text{KMnO}_4$ , en medio básico) y de deshidratación (con calor, en medio ácido) del propan-2-ol, respectivamente.

**Respuesta:**

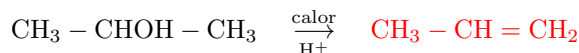
- a) La reacción de bromo con eteno es una reacción de adición, en la que se rompe el doble enlace, para dar 1,2-dibromoetano:



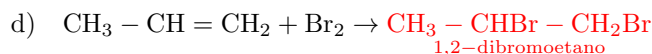
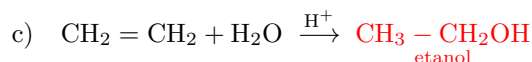
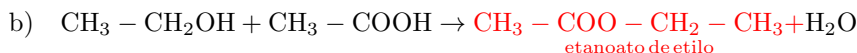
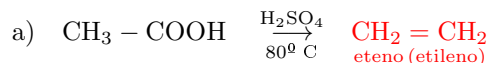
- b) La oxidación da lugar a una cetona (propanona), ya que se trata de un alcohol secundario:



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)

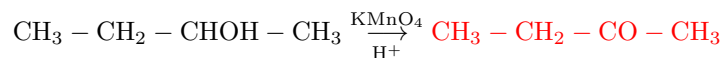
b)  $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CHCl} - \text{CH}_3$  (2-cloropropano)

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.

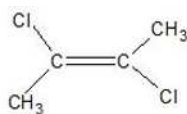
**Respuesta:**

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)

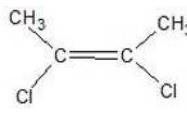
7. a) Escribir la fórmula de las siguientes moléculas: 1) 2,3-diclorobutano; 2) 2,3-diclorobut-2-eno; 3) 4,4-dimetil pent-2-ino e indicar aquellas que presenten isomería geométrica (cis-trans) y escribir la fórmula de estos isómeros; b) Escribir y nombrar el compuesto que se forma al calentar suavemente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

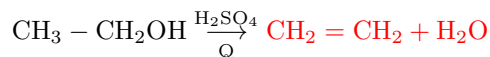


Isómero trans



Isómero cis

Se trata de la siguiente reacción de eliminación:



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

8. Nombrar el compuesto que se obtiene mayoritariamente, e indicar el tipo de reacción que se produce:  
 a) Al calentar  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH}$  en presencia de ácido. b)  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH=CH}_2 + \text{H}_2\text{O}$  c)  $\text{CH}_3\text{-COOH} + \text{CH}_3\text{OH}$

**Respuesta:**

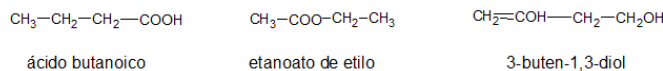
- a) Mediante una reacción de eliminación, se obtiene  $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH}_2$ . (**propeno**) b) Reacción de adición, obteniéndose  $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CHOH} - \text{CH}_3$  (**2-butanol**). c) Mediante una reacción de condensación (esterificación) se obtiene  $\text{CH}_3 - \text{COO} - \text{CH}_3$  (**etanoato de etilo**)
9. 5) Nombrar, indicando el tipo de isomería, los siguientes pares de compuestos: a)  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CHO}$  /  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CO-CH}_3$  b)  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$  /  $\text{CH}_3\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-CH}_3$  c)  $\text{CH}_2 = \text{CH-CH}_2\text{-CH}_3$  /  $\text{CH}_3\text{-CH} = \text{CH-CH}_3$

**Respuesta:**

- a) **Butanal/butanona. Isomería de grupo funcional.**  
 b) **Butano/metilpropano. Isomería de cadena.**  
 c) **1-buteno/2-buteno Isomería de posición .**
10. a) Dada la fórmula molecular  $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$ , escribir y nombrar tres posibles isómeros. b) Completa la reacción, nombrando el producto final  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH} + \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH} \rightarrow$

**Respuesta:**

- a) Estos isómeros podrían ser los siguientes:



- b) La reacción es la siguiente:

