

# PRUEBAS EBAU QUÍMICA

Juan P. Campillo Nicolás

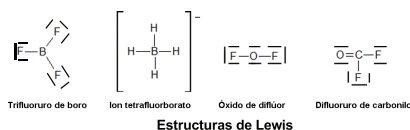
15 de julio de 2019

## 1. EL ÁTOMO. ENLACE QUÍMICO.

1. Considere las especies químicas:  $\text{BF}_3$ ,  $\text{BF}_4^-$ ,  $\text{F}_2\text{O}$  y  $\text{F}_2\text{CO}$  y responda a las cuestiones siguientes: a) Represente las estructuras de Lewis de cada una de las especies químicas anteriores. b) Explique razonadamente la geometría de cada una de estas especies químicas. c) Considerando las moléculas  $\text{BF}_3$  y  $\text{F}_2\text{O}$ , explique en qué caso el enlace del flúor con el átomo central es más polar. d) Explique razonadamente la polaridad de las moléculas  $\text{BF}_3$ ,  $\text{F}_2\text{O}$  y  $\text{F}_2\text{CO}$ . Datos.- Números atómicos: B = 5; C = 6; O = 8; F = 9.

### Respuesta:

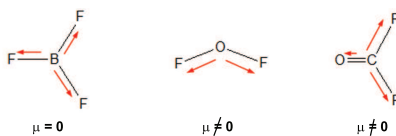
- a) las estructuras de Lewis se muestran en la siguiente imagen:



b) En el  $\text{BF}_3$ , la estructura es **trigonal plana**, debido a la equivalencia de los tres enlaces B-F, debida a una hibridación  $sp^2$  para el B. En el  $\text{BF}_4^-$ , la estructura es **tetraédrica**, al producirse una hibridación  $sp^3$  en el B. Para el  $\text{F}_2\text{O}$ , la hibridación para el O es  $sp^3$ . La existencia de dos pares de electrones no compartidos en el átomo de hidrógeno determina que la forma de la molécula sea **angular**. Por último, la molécula de  $\text{F}_2\text{CO}$  tiene una estructura **trigonal plana**. la hibridación en el átomo de C es de tipo  $sp^2$ .

c) El enlace será más polar en el caso del  **$\text{BF}_3$** , debido a la mayor diferencia de electronegatividad entre B y F que entre C y F.

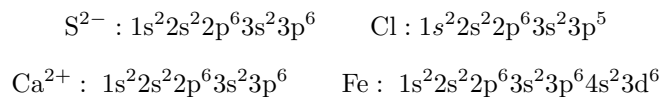
d) La molécula de  $\text{BF}_3$  es apolar, mientras que las moléculas de  $\text{F}_2\text{O}$  y  $\text{F}_2\text{CO}$  son polares, como se explica mediante la siguiente imagen:



2. a) Escriba la configuración electrónica de cada una de las siguientes especies en estado fundamental:  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{Cl}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$  y  $\text{Fe}$ . b) Explique, justificando la respuesta, si son ciertas o falsas las afirmaciones siguientes: b.1) La primera energía de ionización del átomo de azufre es mayor que la del átomo de cloro. b.2) El radio atómico del cloro es mayor que el radio atómico del calcio. Datos.- Números atómicos: S = 16, Cl = 17; Ca = 20; Fe = 26.

### Respuesta:

- a) Las respectivas configuraciones electrónicas son las siguientes:

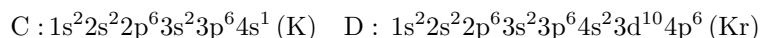


b) b.1: La afirmación es **incorrecta**, pues el cloro se encuentra más a la derecha que el S en la tabla periódica, aumentando la energía de ionización de izquierda a derecha. b.2: La afirmación es **incorrecta**, pues el radio atómico aumenta hacia abajo en un grupo, y de derecha a izquierda en un periodo

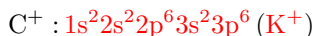
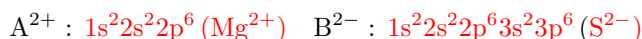
3. Considere los elementos A, B, C y D cuyos números atómicos son 12, 16, 19 y 36. A partir de las configuraciones electrónicas de cada uno de ellos, responda razonadamente las siguientes cuestiones: a) Identifique y escriba la configuración electrónica del ion estable en una red cristalina para cada uno de los átomos de los elementos propuestos. b) Identifique el grupo al que pertenece cada uno de ellos. c) Ordene los elementos A, B y C por orden creciente de su electronegatividad.

**Respuesta:**

- a) Las respectivas configuraciones electrónicas son las siguientes:



Los iones estables de cada uno de estos elementos tienen las siguientes configuraciones:



El elemento D, al tratarse de un gas noble no forma iones estables.

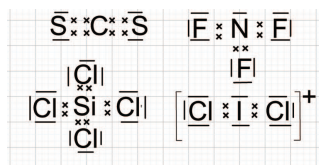
- b) A: grupo **2**; B: grupo **16**; C: grupo **1**; D: grupo **18**

c) El elemento más electronegativo es el B, al encontrarse en la parte derecha de la tabla periódica. A continuación encontramos al elemento A y, por último, al C. Dado que este último se encuentra situado en la tabla periódica más a la izquierda y por debajo que A. Los elementos, ordenados por electronegatividades crecientes, quedan así: **C < A < B**.

4. Considere las especies químicas CS<sub>2</sub>, SiCl<sub>4</sub>, ICl<sub>2</sub><sup>+</sup> y NF<sub>3</sub>. Responda razonadamente: a) Represente la estructura de Lewis de cada una de las especies químicas propuestas. b) Deduzca la geometría de cada una de las cuatro especies químicas propuestas. c) Discuta la polaridad de cada una de las moléculas CS<sub>2</sub>, SiCl<sub>4</sub>, y NF<sub>3</sub>.

**Respuesta:**

- a) La representación de las estructuras de Lewis es la siguiente: b) La molécula de **CS<sub>2</sub> es lineal**,



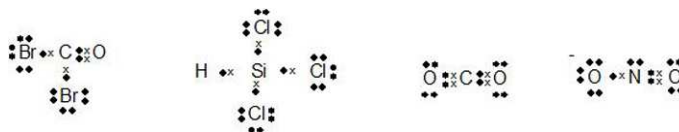
pues no existen pares de electrones no compartidos sobre el C. El **SiCl<sub>4</sub> es tetraédrico** debido a que los cuatro enlaces son equivalentes. El ion **ICl<sub>2</sub><sup>+</sup> tendrá una geometría angular**, debido a la repulsión de los dos pares de electrones no compartidos del I. La molécula de **NF<sub>3</sub> es piramidal trigonal**, debido a la existencia de un par no compartido sobre el átomo de nitrógeno.

c) El **CS<sub>2</sub> es apolar**, debido a la geometría lineal de la molécula. **El SiCl<sub>4</sub> es también apolar**, al estar distribuidos los enlaces de forma regular, y tener todos ellos el mismo momento dipolar. Por último, la molécula de **NF<sub>3</sub>, debido a su forma piramidal, será polar**.

5. Considere las especies químicas: Br<sub>2</sub>CO, HSiCl<sub>3</sub>, CO<sub>2</sub>, NO<sub>2</sub><sup>-</sup> y responda a las cuestiones siguientes: a) Represente la estructura de Lewis de cada una de las especies químicas anteriores. b) Explique, razonadamente, la geometría de cada una de estas especies químicas. c) Discuta, razonadamente, si las moléculas Br<sub>2</sub>CO, HSiCl<sub>3</sub> y CO<sub>2</sub> son polares o apolares. Datos.- Números atómicos: H = 1; C = 6; N = 7; O = 8; Si = 14; Cl = 17; Br = 35.

**Respuesta:**

a) Las respectivas estructuras de Lewis son las siguientes:



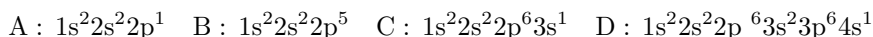
b) En todos los casos, la forma de la molécula será aquella donde las fuerzas repulsivas entre los pares de electrones compartidos y los solitarios, si los hay, sean mínimas. Según este criterio, la molécula de  $\text{COBr}_2$  tendrá una geometría trigonal plana, al no poseer el átomo de carbono electrones solitarios, La molécula de  $\text{HSiCl}_3$  es tetraédrica, la de  $\text{CO}_2$  es lineal y el ion  $\text{NO}_2^-$  tiene una geometría angular, debida al par de electrones solitarios del nitrógeno

c) Dada la diferente electronegatividad de los elementos bromo y oxígeno, la molécula  $\text{Br}_2\text{CO}$  será polar, lo mismo que sucede en la molécula  $\text{HSiCl}_3$ . Por el contrario, la molécula de  $\text{CO}_2$  será apolar, debido a su forma lineal y a que el momento dipolar de los dos enlaces  $\text{C}=\text{O}$  es el mismo.

6. Dados los elementos A ( $Z = 5$ ), B ( $Z = 9$ ), C ( $Z = 11$ ) y D ( $Z = 19$ ), conteste razonadamente las siguientes cuestiones: a) Indique el grupo y período al que pertenece cada uno de los elementos. b) Ordene los elementos propuestos por orden creciente de electronegatividad. c) Ordene los elementos propuestos por orden creciente de su primera energía de ionización. d) Escriba los valores posibles que pueden tomar los cuatro números cuánticos del electrón más externo del elemento D.

**Respuesta:**

a) Las respectivas configuraciones electrónicas son las siguientes:



La situación de cada elemento es la siguiente: **A grupo 3, periodo 2; B grupo 7 periodo 2; C grupo 1 periodo 3; D grupo 1 periodo 4**

b) La electronegatividad aumenta de izquierda a derecha a lo largo de un periodo, y de abajo hacia arriba en un grupo. dada la situación de los elementos anteriores, la ordenación de menor a mayor electronegatividad será:  **$D < C < A < B$** .

c) la primera energía de ionización varía en la tabla periódica de la misma forma que lo hace la electronegatividad, por lo que el orden creciente para la primera energía de ionización será el mismo que para la electronegatividad, es decir,  **$D < C < A < B$**

d) Para el electrón  $4s^1$  la combinación de números cuánticos puede ser:  **$n = 4; l = 0; m_l = 0; s = \pm 1/2$** .

7. Considere los elementos con número atómico A = 6, B = 8, C = 16, D = 19 y E = 20. Responda razonadamente: a) Ordene los elementos propuestos por orden creciente de su radio atómico. b) Ordene los elementos propuestos por orden creciente de su primera energía de ionización. c) Prediga el elemento que tendrá la mayor electronegatividad. d) Explique si los elementos C y D pueden formar un compuesto iónico y, en caso afirmativo, escriba la configuración electrónica de cada uno de los iones.

**Respuesta:**

a) Las respectivas configuraciones electrónicas son: A:  $1s^2 2s^2 2p^2$ ; B:  $1s^2 2s^2 2p^4$ ; C:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ ; D:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ . Por orden creciente de radio atómico tendremos:  **$B < A < C < D$** .

b) Por orden creciente de la primera energía de ionización, tendremos:  **$D < A < C < B$** .

c) El elemento de mayor electronegatividad es el que se encuentre más a la derecha y arriba en la tabla

periódica, es decir e, elemento **B**.

d) dadas sus respectivas configuraciones electrónicas, C y D pueden formar un compuesto iónico, que puede ser representado por:  $D^{2+}C^{2-}$ . Las respectivas configuraciones electrónicas son:  $D^{2+} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$  y  $C^{2-} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

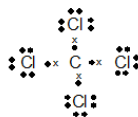
8. Considere los elementos A, B y C cuyos números atómicos son 6, 12 y 17, respectivamente. a) Escriba la configuración electrónica de cada uno de los elementos propuestos. b) Elija razonadamente dos elementos que formen un compuesto cuyos átomos estén unidos por enlaces covalentes y, aplicando la regla del octeto, proponga su fórmula molecular. c) Obtenga la estructura de Lewis del compuesto anterior, deduzca su geometría y discuta su polaridad. d) Deduzca razonadamente la fórmula de un compuesto formado por dos de los elementos propuestos que tenga carácter iónico e indique la carga de cada uno de los iones presentes en el mismo.

**Respuesta:**

a) Las respectivas configuraciones electrónicas son: **Z = 6:**  $1s^2 2s^2 2p^2$ ; **Z = 12:**  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ ; **Z = 17:**  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ .

b) Los dos elementos pueden ser los de números atómicos respectivos **6 y 17** (C y Cl). Un átomo de carbono comparte cuatro pares de electrones con sendos átomos de cloro, obteniéndose el compuesto  **$CCl_4$** . Tanto el C como el Cl tendrán 8 electrones en sus respectivos últimos niveles.

c) La estructura de Lewis sería:



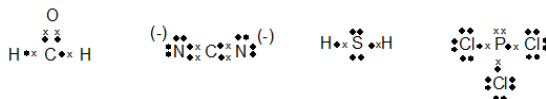
La forma de la molécula sería tetraédrica, para hacer mínimas las fuerzas de repulsión entre los pares electrónicos. Por tanto, la molécula sería **apolar**.

d) Un compuesto iónico podría estar formado por los elementos de números atómicos respectivos 12 (Mg) y 17 (Cl), representándose por:  **$Mg^{2+} 2 Cl^{-}$**

9. Considere las especies químicas:  $H_2CO$ ,  $CN_2^{2-}$ ,  $H_2S$ ,  $PCl_3$  y responda a las cuestiones siguientes: a) Represente la estructura de Lewis de cada una de las especies químicas anteriores. b) Deduzca, razonadamente, la geometría de cada una de estas especies químicas. c) Explique, justificadamente, si las moléculas  $H_2CO$  y  $PCl_3$  son polares o apolares. Datos.- Números atómicos: H (1); C (6); N (7); O (8); P (15); S (16); Cl (17).

**Respuesta:**

a) Las estructuras de Lewis son las siguientes:



b) En los dos primeros casos, no existen pares de electrones no enlazantes sobre los respectivos átomos centrales, por lo que la molécula de  $H_2CO$  será **trigonal plana** y el ion  $CN_2^{2-}$  tendrá una estructura **lineal**, la molécula de  $H_2S$  será **angular**, debido a la existencia de dos pares de electrones no enlazantes. Por último, la molécula de  $PCl_3$  tendrá forma de **pirámide trigonal**, debido a la existencia de 1 par de electrones no enlazantes sobre el átomo central.

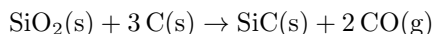
- c) Al tener distinto momento dipolar el enlace C = O que el enlace C - H, la molécula será **polar**. En el caso del  $\text{PCl}_3$ , a pesar de que los tres enlaces tienen el mismo momento dipolar, la geometría de la molécula implica que esta debe ser **polar**.
10. Indique, razonadamente, si son verdaderas o falsas cada una de las siguientes afirmaciones. a) Los isótopos 12 y 14 del carbono,  $^{12}_6\text{C}$  y  $^{14}_6\text{C}$ , se diferencian en el número de electrones que poseen. b) La configuración electrónica:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$  corresponde a un elemento alcalinotérreo. c) El conjunto de números cuánticos  $(3, 1, 0, -\frac{1}{2})$  corresponde a un electrón del átomo de Na en su estado fundamental. d) Considerando el cobre, Cu, y sus iones  $\text{Cu}^+$  y  $\text{Cu}^{2+}$ , la especie con mayor radio es el  $\text{Cu}^{2+}$ .

**Respuesta:**

- a) La afirmación es **falsa**: se diferencian en el número de neutrones. b) La afirmación es **falsa**: corresponde a un elemento del grupo 3. c) La afirmación es **correcta**, pues el nivel superior de energía para el sodio es  $n = 3$ , siendo válidos el resto de valores de los números cuánticos. d) La afirmación es **falsa**: al tener el mismo número de protones y menor número de electrones, el radio del  $\text{Cu}^{2+}$  es menor.

## 2. ESTEQUIOMETRÍA.

1. El carburo de silicio, SiC, es un material empleado en diversas aplicaciones industriales como, por ejemplo, para la construcción de componentes que vayan a estar expuestos a temperaturas extremas. El SiC se sintetiza de acuerdo con la reacción:



- a) ¿Qué cantidad de SiC (en g) se obtendrá a partir de 4,5 g de SiO<sub>2</sub> cuya pureza es del 97%? b) ¿Cuántos g de SiC se obtendrían poniendo en contacto 10 g de SiO<sub>2</sub> puro con 15 g de carbono y qué masa sobraría de cada uno de los reactivos? Datos.- Masas atómicas relativas: C = 12; O = 16; Si = 28.

### Respuesta:

a) 4,5 g de SiO<sub>2</sub> del 97% contiene una cantidad de óxido puro  $m = 4,5 \cdot 0,97$ . Teniendo en cuenta que un mol de SiO<sub>2</sub> tiene una masa de 60 g, mientras que un mol de SiC tiene una masa de 40 g, podremos escribir la siguiente relación:

$$\frac{60 \text{ g SiO}_2}{4,5 \cdot 0,97 \text{ g SiO}_2} = \frac{40 \text{ g SiC}}{x \text{ g SiC}} \quad x = 2,91 \text{ g SiC}$$

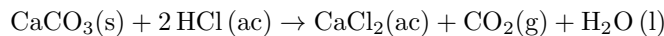
b) Para calcular la masa de SiC obtenida, debemos determinar cuál es el reactivo limitante. Para ello, utilizamos la siguiente relación:

$$\frac{60 \text{ g SiO}_2}{10 \text{ g SiO}_2} = \frac{3 \cdot 12 \text{ g C}}{x \text{ g C}} \quad x = 6 \text{ g C}$$

Con lo que el reactivo limitante es el SiO<sub>2</sub>, habiendo un exceso de  $15 - 6 = 9 \text{ g de C}$ . la masa de SiC obtenida saldría de la igualdad:

$$\frac{60 \text{ g SiO}_2}{10 \text{ g SiO}_2} = \frac{40 \text{ g SiC}}{x \text{ g SiC}} \quad \text{Siendo : } x = 6,67 \text{ g SiC}$$

2. La dureza de la cáscara de los huevos se puede determinar por la cantidad de carbonato de calcio, CaCO<sub>3</sub>, que contiene. El carbonato de calcio reacciona con el ácido clorhídrico de acuerdo con la siguiente reacción:



Se hace reaccionar 0,412 g de cáscara de huevo limpia y seca con un exceso de ácido clorhídrico obteniéndose 87 mL de CO<sub>2</sub> medidos a 20<sup>o</sup> C y 750 mm Hg. a) Determine el tanto por ciento en CaCO<sub>3</sub> en la cáscara de huevo. b) Calcule el volumen de ácido clorhídrico 0,5 M sobrante si se añadieron 20 mL. Datos.- Masas atómicas relativas: H = 1; C = 12; O = 16; Cl = 35,5; Ca = 40. R = 0,082 atm·L·K<sup>-1</sup>·mol<sup>-1</sup> atm = 760 mm Hg

### Respuesta:

- a) Aplicando la ecuación de los gases ideales, calculamos el número de moles de CO<sub>2</sub>:

$$\frac{750}{760} \cdot 89 \cdot 10^{-3} = n \cdot 0,082 \cdot 293 \quad n = 3,65 \cdot 10^{-3} \text{ moles CO}_2$$

A partir de la reacción del enunciado, podemos establecer la siguiente relación:

$$\frac{100 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol CO}_2} = \frac{x \text{ g CaCO}_3}{3,65 \cdot 10^{-3} \text{ mol CO}_2} \quad \text{Obteniéndose : } x = 0,365 \text{ g CaCO}_3$$

Con lo que el porcentaje de CaCO<sub>3</sub> en la cáscara de huevo es:  $\% = (0,365/0,412) \cdot 100 = 88,6 \%$

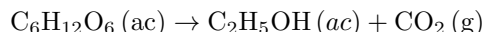
b) Teniendo en cuenta la relación:

$$\frac{100 \text{ g CaCO}_3}{2 \text{ mol HCl}} = \frac{0,365 \text{ g CaCO}_3}{x \text{ mol HCl}} \quad x = 7,3 \cdot 10^{-3}$$

Puesto que se añadieron 20 mL de disolución 0,5 M de HCl, el número de moles añadidos será:  $n = 20 \cdot 10^{-3} \cdot 0,5 = 0,01$ . Sobrarán, por tanto;  $\Delta n = 0,01 - 7,3 \cdot 10^{-3} = 2,7 \cdot 10^{-3}$  moles. El volumen sobrante se calculará a partir de la igualdad:

$$2,7 \cdot 10^{-3} = V \cdot 0,5 \quad V = 5,4 \cdot 10^{-3} \text{ L}$$

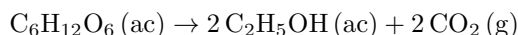
3. En el proceso de elaboración del vino, la glucosa fermenta para producir etanol según la siguiente reacción (no ajustada):



a) Si, en un proceso de fabricación, partimos de 71 g de glucosa y se obtuvo el equivalente a 30,4 mL de etanol, ¿cuál fue el rendimiento de esta reacción? b) ¿Cuál será el volumen de  $\text{CO}_2$  obtenido en el apartado a), medido a  $20^\circ \text{C}$  y 1,3 atm? Datos: Masas atómicas relativas: H (1); C (12); O (16); densidad del etanol a  $20^\circ \text{C}$ :  $0,789 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ .

**Respuesta:**

a) La reacción ajustada es la siguiente:



la masa de etanol obtenida es:  $m = 30,4 \cdot 0,789 = 23,9 \text{ g}$ . A partir de la reacción ajustada, podemos establecer la siguiente relación:

$$\frac{180 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{2 \cdot 46 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}} = \frac{71 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{x \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}} \quad x = 36,29 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}$$

El rendimiento de la reacción será, pues:

$$r = \frac{23,99}{36,29} 100 = 65,86 \%$$

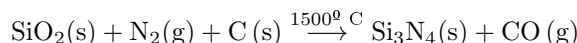
b) Suponiendo que sólo el 65,86 % de la glucosa puede ser aprovechado, es decir, una masa  $m = 71 \cdot 0,6586 = 46,76 \text{ g}$ , podremos escribir:

$$\frac{180 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{46,76 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = \frac{2 \text{ mol CO}_2}{x \text{ mol CO}_2} \quad x = 0,52 \text{ mol CO}_2$$

Aplicando la ecuación de los gases:

$$1,3 \cdot V = 0,52 \cdot 0,082 \cdot 293 \quad V = 9,61 \text{ L CO}_2$$

4. El nitruro de silicio ( $\text{Si}_3\text{N}_4$ ) se puede preparar mediante la reducción de sílice,  $\text{SiO}_2$ , con carbono (en presencia de  $\text{N}_2$ ) a una temperatura de  $1500^\circ \text{C}$ , de acuerdo a la reacción siguiente (no ajustada)

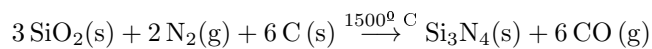


:Si se utilizan 150 g de  $\text{SiO}_2$  puro y 50 g de carbón cuya riqueza en carbono es del 80 % en presencia de un exceso de  $\text{N}_2 (\text{g})$ : a) Calcule la cantidad de  $\text{Si}_3\text{N}_4$  (en gramos) que se obtendría mediante la reacción anterior ajustada. b) Determine las cantidades de  $\text{SiO}_2$  y carbón (en gramos) que quedarán tras completarse la reacción. Datos.- Masas atómicas relativas: C (12,0); N (14,0); O (16,0); Si (28,1).



**Respuesta:**

a) la reacción ajustada queda así:



La masa efectiva de C es  $50 \cdot 0,80 = 40 \text{ g}$ . En primer lugar, determinamos cuál es el reactivo limitante:

$$\frac{3 \cdot 60,1 \text{ g SiO}_2}{x \text{ g SiO}_2} = \frac{6 \cdot 12 \text{ g C}}{40 \text{ g C}} \quad x = 100,16 \text{ g SiO}_2$$

Por lo que el reactivo limitante es el C. En consecuencia, podemos escribir:

$$\frac{6 \cdot 12 \text{ g C}}{40 \text{ g C}} = \frac{140,3 \text{ g Si}_3\text{N}_4}{x \text{ g Si}_3\text{N}_4} \quad x = 77,95 \text{ g Si}_3\text{N}_4$$

b) La cantidad de carbón será de **10 g**, puesto que se ha consumido todo el C, quedando como residuo las impurezas. La cantidad de  $\text{SiO}_2$  que queda en exceso es:  $150 - 100,16 = \mathbf{49,84 \text{ g}}$ .

### 3. CINÉTICA DE REACCIONES.

1. Considere la reacción:  $A + B \rightarrow C$ . Se ha observado que cuando se duplica la concentración de A la velocidad de la reacción se cuadruplica. Por su parte, al disminuir la concentración de B a la mitad, la velocidad de la reacción permanece inalterada. Responda razonadamente las siguientes cuestiones:
- a) Deduzca el orden de reacción respecto de cada reactivo y escriba la ley de velocidad de la reacción.
- b) Cuando las concentraciones iniciales de A y B son 0,2 y 0,1 M respectivamente, la velocidad inicial de la reacción alcanza el valor de  $3,6 \cdot 10^{-3} \text{ M} \cdot \text{s}^{-1}$ . Obtenga el valor de la constante de velocidad.
- c) ¿Cómo variará la velocidad de la reacción a medida que avance el tiempo?
- d) ¿Qué efecto tendrá sobre la velocidad de la reacción un aumento de la temperatura a la cual se lleva a cabo?

**Respuesta:**

- a) La ecuación de velocidad puede ser expresada de la forma:

$$v = k[A]^\alpha[B]^\beta (*)$$

Cuando la concentración de A se haga doble, tendremos;  $v_2 = 4 v = k (2[A])^\alpha[B]^\beta$ . Dividiendo esta expresión por la expresión (\*), tendremos:

$$\frac{4v}{v} = 4 = 2^\alpha$$

Con lo que  $\alpha = 2$ . Cuando la concentración de B disminuye a la mitad, la velocidad no varía, por lo que podremos poner:  $v_3 = k [A]^2 \left(\frac{[B]}{2}\right)^\beta$ . Dividiendo por (\*) nos queda:

$$\frac{v}{v} = 1 = \left(\frac{1}{2}\right)^\beta$$

Obteniéndose  $\beta = 0$ . la ecuación de velocidad quedará, finalmente:

$$v = k[A]^2$$

- b) Para  $[A] = 0,2 \text{ M}$ , tendremos:

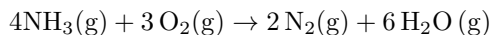
$$3,6 \cdot 10^{-3} = k \cdot 0,2^2 \quad k = 0,09 \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$$

- c) La velocidad irá disminuyendo, al hacerlo así la concentración de A.
- d) Aplicando la ecuación de Arrhenius:

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

Veremos que, al aumentar la temperatura,  **aumenta la constante k y, por tanto, la velocidad**  de la reacción.

2. Para la reacción:



Experimentalmente se determinó que, en un momento dado, la velocidad de formación del  $\text{N}_2$  era de  $0,27 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ . Responda a las siguientes cuestiones: a) ¿Cuál era la velocidad de la reacción en ese momento? b) ¿Cuál era la velocidad de formación del agua en ese momento? c) ¿A qué velocidad se estaba consumiendo el  $\text{NH}_3$  en ese momento? d) Si la ley de velocidad para esta reacción fuera  $v = k \cdot [\text{NH}_3]^2 \cdot [\text{O}_2]$ . ¿Cuáles serían las unidades de la constante de velocidad?

**Respuesta:**

a) la velocidad de la reacción puede ponerse en la forma:

$$v = \frac{1}{2} \frac{d[\text{N}_2]}{dt} = \frac{1}{2} 0,27 = 0,135 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$$

b) Para hallar la velocidad de formación de agua, tendremos:

$$v = 0,135 = \frac{1}{6} \frac{d[\text{H}_2\text{O}]}{dt} \quad \frac{d[\text{H}_2\text{O}]}{dt} = 6 \cdot 0,135 = 0,81 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$$

c) La velocidad a la que se consume el  $\text{NH}_3$  se obtiene de:

$$v = 0,135 = -\frac{1}{4} \frac{d[\text{NH}_3]}{dt} \quad \frac{d[\text{NH}_3]}{dt} = -4 \cdot 0,135 = -0,54 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$$

d) La unidad sería:

$$\frac{\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}}{\text{mol}^3\cdot\text{L}^{-3}} = \text{mol}^{-2}\cdot\text{L}^2\cdot\text{s}^{-1}$$

3. Considere la reacción siguiente  $\text{CO}(\text{g}) + \text{NO}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{NO}(\text{g})$ , cuya ley de velocidad es  $v = k \cdot [\text{NO}_2]^2$ . Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas: a) La velocidad de desaparición del CO es igual que la del  $\text{NO}_2$ . b) La constante de velocidad no depende de la temperatura porque la reacción se produce en fase gaseosa. c) El orden total de la reacción es cuatro. d) Las unidades de la constante de velocidad serán  $\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$ .

**Respuesta:**

a) La afirmación es **correcta**, pues:

$$v = -\frac{1}{a} \frac{d[\text{CO}]}{dt} = -\frac{1}{b} \frac{d[\text{NO}_2]}{dt}$$

Siendo a y b los respectivos coeficientes estequiométricos, que, en este caso, son iguales a 1.

b) la afirmación es **falsa**. La constante de velocidad no depende de la fase en que tenga lugar la reacción.

c) La frase es **falsa**. El orden total es igual a la suma de exponentes de las especies que aparecen en la ecuación de velocidad, en este caso, el orden total es 2.

d) La afirmación es **verdadera**. la velocidad de la reacción se expresa en  $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$ . Al ser la ecuación de velocidad:  $v = k[\text{A}]^2$  tendremos que las unidades de k serán:

$$\frac{\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}}{\text{mol}^2\cdot\text{L}^{-2}} = \text{mol}^{-1}\text{L}\cdot\text{s}^{-1}$$

4. Discuta razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas: a) La velocidad para cualquier reacción se expresa en  $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$ . b) Cuando se añade un catalizador a una reacción, ésta se hace más exotérmica. c) La velocidad de reacción depende de la temperatura a la que tenga lugar la reacción. d) Para la reacción de segundo orden:  $\text{A} \rightarrow \text{B} + \text{C}$ , la concentración inicial de A es 0,17 M y la velocidad inicial de la reacción alcanza el valor de  $6,8\cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$ , la constante de velocidad vale  $0,04 \text{ mol}^{-1}\cdot\text{L}\cdot\text{s}^{-1}$ .

**Respuesta:**

a) La afirmación es **correcta**, pues su expresión es:  $v = \pm \frac{1}{n} \frac{d[\text{X}]}{dt}$ , siendo n el coeficiente estequiométrico del compuesto X.

- b) La afirmación es **falsa**. El catalizador influye únicamente sobre la velocidad de la reacción.
- c) La afirmación es **correcta**. La constante de velocidad, según la ecuación de Arrhenius,  $k = Ae^{-(E_a/RT)}$  aumenta con la temperatura.
- d) Para una reacción de segundo orden:

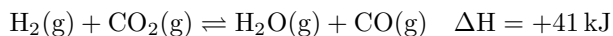
$$v = k[A]^2 \quad 6,8 \cdot 10^{-3} = k \cdot 0,17^2 \quad k = 0,23 \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$$

Con lo que la afirmación es **falsa**.

#### 4. TERMOQUÍMICA.

## 5. EQUILIBRIO QUÍMICO.

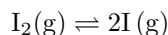
1. Considere el siguiente equilibrio:



Indique razonadamente cómo afectará cada uno de los siguientes cambios a la concentración de  $\text{H}_2(\text{g})$  presente en la mezcla en equilibrio a) Adición de  $\text{CO}_2$ . b) Aumento de la temperatura a presión constante. c) Disminución del volumen a temperatura constante. d) Duplicar las concentraciones de  $\text{CO}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$  inicialmente presentes en el equilibrio manteniendo la temperatura constante.

**Respuesta:**

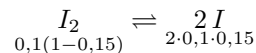
- a) El equilibrio se desplazará hacia la derecha, por lo que la concentración de hidrógeno **disminuirá**.
- b) Al aumentar la temperatura, el equilibrio se desplazará hacia la derecha, con lo cual la concentración de hidrógeno **disminuirá**.
- c) Un aumento de presión no afecta al equilibrio, debido a que el número de moles de sustancias gaseosas es el mismo en ambos miembros. La concentración de hidrógeno **no varía**.
- d) El equilibrio no se ve alterado. **No hay variación** en la concentración de hidrógeno.
2. A  $1200^\circ \text{C}$  el  $\text{I}_2(\text{g})$ , se disocia parcialmente según el siguiente equilibrio:



En un recipiente cerrado de 10 L de capacidad, en el que previamente se ha hecho el vacío, se introduce 1 mol de yodo. Una vez alcanzado el equilibrio a  $1200^\circ \text{C}$ , el 15 % de las moléculas de yodo se han disociado en átomos de yodo. Calcule: a) El valor de  $K_c$  y el valor de  $K_p$ . b) La presión parcial de cada uno de los gases presentes en el equilibrio a  $1200^\circ \text{C}$ . Datos.-  $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ .

**Respuesta:**

- a) La concentración inicial de yodo será:  $[\text{I}_2]_0 = 1/10 = 0,1 \text{ M}$ . El equilibrio se puede representar así:



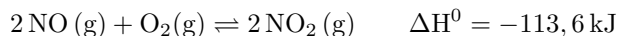
la constante  $K_c$  será:

$$K_c = \frac{[\text{I}]^2}{[\text{I}_2]} = \frac{0,030^2}{0,085} = \mathbf{0,01} \quad K_p = K_c(RT)^1 = 0,01 \cdot 0,082 \cdot 1473 = \mathbf{1,21}$$

- b) Aplicando la ecuación de los gases perfectos, las presiones parciales serán:

$$p_{\text{I}} = 2 \cdot 0,1 \cdot 0,15 \cdot 0,082 \cdot 1473 = \mathbf{3,62 \text{ atm}} \quad p_{\text{I}_2} = 0,1 \cdot 0,85 \cdot 0,082 \cdot 1473 = \mathbf{10,27 \text{ atm}}$$

3. En la 2ª etapa del proceso Ostwald, para la síntesis de ácido nítrico, tiene lugar la reacción de  $\text{NO}$  con  $\text{O}_2$  para formar  $\text{NO}_2$  según el siguiente equilibrio:



Explique razonadamente el efecto que cada uno de los siguientes cambios tendría sobre la concentración de  $\text{NO}_2$  en el equilibrio: a) Adicionar  $\text{O}_2$  a la mezcla gaseosa en equilibrio, manteniendo constante el volumen. b) Aumentar la temperatura del recipiente, manteniendo constante la presión. c) Disminuir el volumen del recipiente, manteniendo constante la temperatura. d) Adicionar un catalizador a la mezcla

en equilibrio.

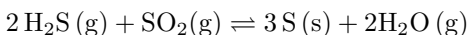
**Respuesta:**

a) La adición de O<sub>2</sub> (aumento en la concentración de alguno de los reactivos) produce un desplazamiento del equilibrio hacia la derecha, con lo que **aumenta la concentración de NO<sub>2</sub>**

b) Al ser exotérmica la reacción un aumento de temperatura desplaza el equilibrio hacia la izquierda, con lo que **disminuye la concentración de NO<sub>2</sub>**

c) Al disminuir el volumen, el equilibrio se desplaza hacia donde el número de moles de sustancia gaseosas sea menor. De este modo, la concentración de NO<sub>2</sub> **tenderá a aumentar**. d) La adición de un catalizador **no afecta al equilibrio** (y, por tanto, a la concentración de NO<sub>2</sub>), sino a la velocidad de las reacciones, tanto directa como inversa.

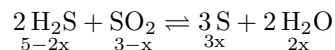
4. El azufre es muy importante a nivel industrial. En el proceso Claus se obtiene según la reacción:



En un reactor de 5 litros de capacidad, que se encuentra a 107<sup>o</sup> C, se introducen 5 moles de H<sub>2</sub>S y 3 moles de SO<sub>2</sub>. Si, tras alcanzarse el equilibrio, el reactor contiene 4,8 moles de H<sub>2</sub>O, calcule: a) El valor de K<sub>c</sub> y K<sub>p</sub> para esta reacción a esta temperatura. b) Las presiones parciales de todas las especies en el equilibrio. Datos.- R = 0,082 atm·L·mol<sup>-1</sup>·K<sup>-1</sup>.

**Respuesta:**

a) El equilibrio puede ser representado de la siguiente forma:



Sabiendo que, en el equilibrio, el número de moles de H<sub>2</sub>O es 4,8, podremos poner que: 2x = 4,8; x = 2,4. Con este dato, las constantes de equilibrio K<sub>c</sub> y K<sub>p</sub> son:

$$K_c = \frac{\left(\frac{7,2}{5}\right)^3 \left(\frac{4,8}{5}\right)^2}{\left(\frac{0,2}{5}\right)^2 \left(\frac{0,6}{5}\right)} = 1,43 \cdot 10^4 \quad K_p = K_c(\text{RT})^{\Delta n} = 1,43 \cdot 10^4 (0,082 \cdot 380)^{(3+2-2-1)} = 1,39 \cdot 10^7$$

b) Las respectivas fracciones molares son:

$$\chi_{\text{H}_2\text{S}} = \frac{0,2}{12,8} = 0,0156 \quad \chi_{\text{SO}_2} = \frac{0,6}{12,8} = 0,0468 \quad \chi_{\text{S}} = \frac{7,2}{12,8} = 0,5625 \quad \chi_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{4,8}{12,8} = 0,375$$

La presión total se calcula aplicando la ecuación de los gases ideales:

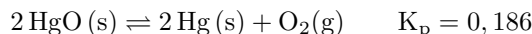
$$P \cdot 5 = 12,8 \cdot 0,082 \cdot 380 \quad P = 74,78 \text{ atm}$$

Las presiones parciales son:

$$P_{\text{H}_2\text{S}} = 0,0156 \cdot 74,78 = 1,17 \text{ atm} \quad P_{\text{SO}_2} = 0,0468 \cdot 74,78 = 3,5 \text{ atm}$$

$$P_{\text{S}} = 0,5625 \cdot 74,78 = 42,1 \text{ atm} \quad P_{\text{H}_2\text{O}} = 0,375 \cdot 74,78 = 28,04 \text{ atm}$$

5. A 400° C, el óxido de mercurio (II) se disocia parcialmente de acuerdo con el equilibrio siguiente:



Si se introduce una muestra de 10 g de HgO en un recipiente cerrado de 2 L, en el que previamente se ha hecho el vacío, y se calienta hasta alcanzar los 400° C, calcule: a) La presión total en el interior del recipiente cuando se alcance el equilibrio. b) El valor de la constante  $K_c$  a esta temperatura y los gramos de HgO que se habrán quedado sin disociar. Datos.- Masas atómicas relativas: O (16); Hg (200,6).  $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ .

**Respuesta:**

- a) Al tratarse de una reacción en fase heterogénea, tendremos que  $K_p = 0,186 = p_{\text{O}_2}$   
 b) La constante  $K_c$  será:

$$K_c = K_p(RT)^{-\Delta n} = 0,186 (0,082 \cdot 673)^{-1} = 3,37 \cdot 10^{-3}$$

El número de moles de  $\text{O}_2$  que se obtiene en la reacción se calcula aplicando la ecuación de los gases:

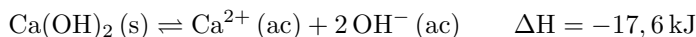
$$0,186 \cdot 2 = n \cdot 0,082 \cdot 673 \quad n = 6,74 \cdot 10^{-3} \text{ moles O}_2$$

A partir de la reacción ajustada, tendremos la siguiente relación:

$$\frac{2 \cdot 216,6 \text{ g HgO}}{x \text{ g HgO}} = \frac{1 \text{ mol O}_2}{6,74 \cdot 10^{-3} \text{ mol O}_2} \quad x = 2,92 \text{ g HgO}$$

Con lo que quedan sin reaccionar:  $m = 10 - 2,92 = 7,08 \text{ g HgO}$ .

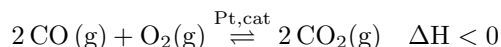
6. La solubilidad del hidróxido de calcio,  $\text{Ca(OH)}_2\text{(s)}$ , es fuertemente dependiente del pH de la disolución. El equilibrio de solubilidad correspondiente puede expresarse de la siguiente forma:



Discuta razonadamente cómo afectará a la formación de hidróxido de calcio,  $\text{Ca(OH)}_2\text{(s)}$ , cada una de las siguientes acciones realizadas sobre una disolución saturada del hidróxido. a) Añadir  $\text{KOH(ac)}$  a la disolución saturada. b) Aumentar la temperatura de la disolución saturada. c) Añadir  $\text{HCl(ac)}$  a la disolución saturada. d) Añadir más  $\text{Ca(OH)}_2\text{(s)}$  a la disolución saturada de hidróxido de calcio.

**Respuesta:**

- a) La adición de iones  $\text{OH}^-$ , es decir, de un producto, desplaza el equilibrio **hacia la izquierda**, es decir, hacia la formación de hidróxido de calcio.  
 b) Al ser exotérmico el proceso, el equilibrio se desplaza en el sentido en que la reacción sea endotérmica, es decir, **hacia la izquierda**.  
 c) La adición de  $\text{HCl}$  produce el descenso de iones  $\text{OH}^-$ , por lo que el equilibrio se desplazará **hacia la derecha**.  
 d) Al ser la disolución saturada, la adición de más hidróxido de calcio no afectará al equilibrio, pues la concentración de iones  $\text{Ca}^{2+}$  y  $\text{OH}^-$  no variará.
7. En los tubos de escape de los automóviles, se utiliza un catalizador de platino para acelerar la oxidación del monóxido de carbono, una sustancia tóxica, según la ecuación química:



Considere un reactor que contiene una mezcla en equilibrio de  $\text{CO (g)}$ ,  $\text{O}_2\text{(g)}$  y  $\text{CO}_2\text{(g)}$ . Indique, razonadamente, si la cantidad de  $\text{CO}$  aumentará, disminuirá o no se modificará cuando: a) Se elimina el

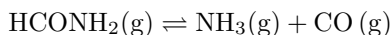


catalizador de platino. b) Se aumenta la temperatura manteniendo constante la presión. c) Se aumenta la presión, disminuyendo el volumen del reactor, a temperatura constante. d) Se añade  $O_2(g)$ , manteniendo constantes el volumen y la temperatura.

**Respuesta:**

a) Al eliminar el catalizador, la cantidad de CO **no variará**, pues un catalizador actúa únicamente sobre la velocidad de la reacción. b) Al aumentar la temperatura, al tratarse de una reacción exotérmica, el equilibrio se desplazará hacia la formación de CO, con lo que **la cantidad de CO aumentará**. c) Al aumentar la presión a temperatura constante, el equilibrio se desplaza hacia donde el número de moles gaseosos sea menor. **La cantidad de CO disminuirá**. d) Al aumentar la concentración de uno de los reactivos, el equilibrio se desplazará hacia la formación de productos, con lo que **la cantidad de CO disminuirá**.

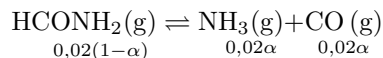
8. Sometida a altas temperaturas, la formamida,  $HCONH_2$ , se descompone en amoníaco,  $NH_3$ , y monóxido de carbono,  $CO$ , de acuerdo al equilibrio:



En un recipiente de 10 L de volumen (en el que se ha hecho previamente el vacío) se depositan 0,2 moles de formamida y se calienta hasta alcanzar la temperatura de 500 K. Una vez se establece el equilibrio, la presión en el interior del reactor alcanza el valor de 1,56 atm. Calcule: a) El valor de las constantes  $K_p$  y  $K_c$ . b) ¿Cuál debería ser la concentración inicial de formamida para que su grado de disociación fuera 0,5 a esta temperatura? Datos.-  $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ .

**Respuesta:**

- a) El equilibrio podría ser representado por la siguiente ecuación química:



En el equilibrio, la concentración será  $0,02(1 + \alpha)$ . Aplicando la ecuación de los gases, tendremos:

$$1,56 = 0,02(1 + \alpha) \cdot 0,082 \cdot 500 \quad \alpha = 0,90$$

Los valores de  $K_c$  y  $K_p$  son, respectivamente:

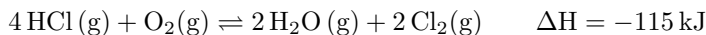
$$K_c = \frac{c\alpha^2}{1 - \alpha} = \frac{0,02 \cdot 0,90^2}{0,1} = 0,162$$

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n} = 0,162(0,082 \cdot 500) = 6,64$$

- b) Para que el grado de disociación fuera 0,5, la concentración inicial sería:

$$0,162 = \frac{c \cdot 0,5^2}{0,5} \quad c = 0,324 \text{ M}$$

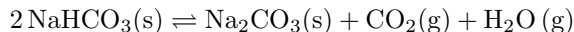
9. Razone el efecto que tendrá sobre la cantidad de  $Cl_2(g)$  formada, cada una de las siguientes acciones realizadas sobre una mezcla de los cuatro componentes en equilibrio.



a) Aumentar la temperatura de la mezcla a presión constante. b) Reducir el volumen del recipiente a temperatura constante. c) Añadir  $O_2(g)$  a temperatura y volumen constantes. d) Eliminar parte del  $H_2O(g)$  formado a temperatura y volumen constantes.

**Respuesta:**

- a) Al ser exotérmica la reacción, el equilibrio se desplazará **hacia la izquierda**. b) Una reducción del volumen tiende a desplazar el equilibrio hacia donde el número de moles gaseosos sea menor, en este caso, **a la derecha**. c) Un aumento en la concentración de reactivos favorece el desplazamiento de la reacción hacia los productos (**derecha**). d) la disminución de la concentración de alguno de los productos favorece el desplazamiento de la reacción hacia los productos (**derecha**).
10. El hidrógeno carbonato de sodio,  $\text{NaHCO}_3(\text{s})$ , se utiliza en algunos extintores químicos secos ya que los gases producidos en su descomposición extinguen el fuego. El equilibrio de descomposición del  $\text{NaHCO}_3(\text{s})$  puede expresarse como:



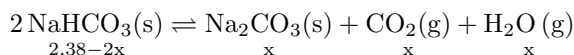
Para estudiar este equilibrio en el laboratorio, 200 g de  $\text{NaHCO}_3(\text{s})$  se depositaron en un recipiente cerrado de 25 L de volumen, en el que previamente se ha hecho el vacío, que se calentó hasta alcanzar la temperatura  $110^\circ \text{C}$ . La presión en el interior del recipiente, una vez alcanzado el equilibrio, fue de 1,646 atmósferas. Calcule: a) La cantidad (en g) de  $\text{NaHCO}_3(\text{s})$  que queda en el extintor tras alcanzarse el equilibrio a  $110^\circ \text{C}$ . b) El valor de las constantes de equilibrio  $K_p$  y  $K_c$  a esta temperatura. Datos.- Masas atómicas relativas: H (1); C (12); O (16); Na (23).  $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

**Respuesta:**

- a) El número de moles iniciales de  $\text{NaHCO}_3$  será:

$$n = \frac{200}{84} = 2,38$$

En el equilibrio podemos escribir la siguiente ecuación:



El número de moles gaseosos en el equilibrio es  $2x$ . Aplicando la ecuación de los gases:

$$1,646 \cdot 25 = 2x \cdot 0,082 \cdot 383 \quad x = 0,66 \text{ mol}$$

Con lo que nos quedará una cantidad de  $\text{NaHCO}_3$ :

$$m = 200 - 0,66 \cdot 84 = 144,56 \text{ g NaHCO}_3$$

- b) Las constantes  $K_c$  y  $K_p$  son, respectivamente:

$$K_c = [\text{CO}_2][\text{H}_2\text{O}] = \left(\frac{0,66}{25}\right)^2 = 6,97 \cdot 10^4$$

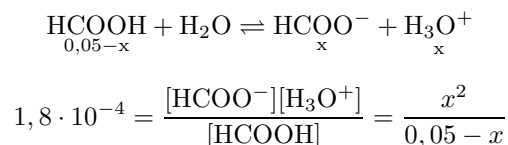
$$K_p = K_c(\text{RT})^{\Delta n} = 6,97 \cdot 10^4 (0,082 \cdot 383)^2 = 0,69$$

## 6. ÁCIDOS Y BASES.

1. En un laboratorio se tienen dos matraces: uno que contiene 20 mL de una disolución de ácido nítrico,  $\text{HNO}_3$ , 0,02 M y otro conteniendo 20 mL de ácido fórmico,  $\text{HCOOH}$ , de concentración inicial 0,05 M.  
a) Calcule el pH de cada una de estas dos disoluciones. b) ¿Qué volumen de agua habría que añadir para que el pH de las dos disoluciones fuera el mismo? Datos.-  $K_a(\text{HCOOH})=1,8 \cdot 10^{-4}$

**Respuesta:**

a) El pH de la disolución de  $\text{HNO}_3$  será:  $\text{pH} = -\log 0,02 = 1,70$ . Para calcular el pH de la disolución de  $\text{HCOOH}$ , partimos del equilibrio:



Resolviendo la ecuación, obtenemos  $x = 2,91 \cdot 10^{-3}$  y  $\text{pH} = -\log 2,91 \cdot 10^{-3} = 2,54$

b) Para que el pH de las dos disoluciones sea el mismo, habrá que diluir la de menor pH, es decir, la de  $\text{HNO}_3$ . Puesto que el pH debe valer 2,54, la concentración de  $\text{HNO}_3$  (y, por tanto, de  $\text{H}_3\text{O}^+$ ) debe tener el valor:  $[\text{HNO}_3] = 10^{-2,54} = 2,88 \cdot 10^{-3}$ , por lo que podremos escribir:

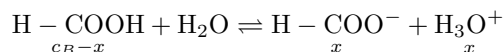
$$2,88 \cdot 10^{-3} = \frac{20 \cdot 10^{-3} \cdot 0,02}{(20 + V) 10^{-3}}$$

Obteniéndose un volumen:  $V = 118,9 \text{ mL}$

2. Se dispone en el laboratorio de una disolución de ácido fórmico,  $\text{HCOOH}$ , (disolución A) de concentración desconocida. Cuando 10 mL de esta disolución se añadieron a 90 mL de agua, el pH de la disolución resultante (disolución B) fue 2,85. Calcule: a) La concentración de ácido fórmico en la disolución inicial (disolución A). b) El grado de disociación del ácido fórmico en la disolución diluida (disolución B). Datos.-  $K_a(\text{HCOOH})=1,8 \cdot 10^{-4}$

**Respuesta:**

a) El equilibrio de disociación del ácido fórmico es el siguiente:



Para la disolución B, al ser 2,85 el pH, tendremos que:  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,85} = 1,41 \cdot 10^{-3}$ . Conocida la constante de disociación del ácido fórmico, podemos escribir:

$$1,8 \cdot 10^{-4} = \frac{(1,41 \cdot 10^{-3})^2}{c_B - 1,41 \cdot 10^{-3}} \quad \text{Obteniéndose: } c_B = 0,0125 \text{ M}$$

Como la disolución B se ha obtenido diluyendo la disolución A al 10 %, la concentración de la disolución A será 10 veces la de la disolución B, es decir:  $c_A = 10 \cdot 0,0125 = 0,125 \text{ M}$

b) El grado de disociación en la disolución B será:

$$\alpha = \frac{1,41 \cdot 10^{-3}}{0,0125} = 0,113$$

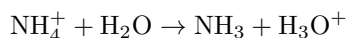
3. Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas: a) La mezcla de 10 mL de  $\text{HCl}$  0,1 M con 20 mL de  $\text{NaOH}$  0,1 M será una disolución neutra. b) Una disolución acuosa de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  tiene un pH mayor que 7. c) El pH de una disolución acuosa de ácido nítrico es menor que el de una disolución

acuosa de la misma concentración de ácido clorhídrico. d) El pH de una disolución acuosa de acetato de sodio,  $\text{CH}_3\text{COONa}$ , es mayor que 7. Datos.-  $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$ ;  $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

**Respuesta:**

a) La afirmación es **falsa**: el número de moles de base es superior al número de moles de ácido, produciéndose esta reacción mol a mol. La disolución resultante es básica

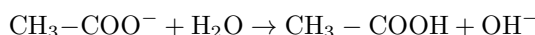
b) La afirmación es **falsa**: el ion  $\text{NH}_4^+$  experimenta el siguiente proceso de hidrólisis:



Dando, por tanto, lugar a una disolución ácida.

c) La afirmación es **falsa**: al tratarse de ácidos fuertes, ambos están completamente disociados, por lo que el pH de ambas disoluciones es el mismo.

d) La afirmación es **verdadera**: El ion acetato experimenta el siguiente proceso de hidrólisis:



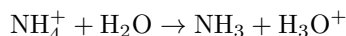
La presencia de iones  $\text{OH}^-$  da lugar a un pH básico, por tanto, superior a 7.

4. Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones: a) Si la constante de acidez,  $K_a$ , de cierto ácido tiene un valor de  $1 \cdot 10^{-6}$ , podemos afirmar que se trata de un ácido fuerte. b) Una disolución acuosa de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  tiene carácter ácido. c) En el equilibrio  $\text{HSO}_4^-(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-}(\text{ac}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{ac})$ , la especie  $\text{HSO}_4^-$  actúa como una base. d) Si a una disolución de  $\text{NH}_3$  se le añade  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , aumenta el pH de la disolución. Datos.-  $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$ .

**Respuesta:**

a) La afirmación es **falsa**. Un ácido fuerte se encuentra completamente disociado, por lo que no cabe hablar de constante de disociación.

b) La afirmación es **verdadera**, ya que el ion  $\text{NH}_4^+$  experimenta el siguiente proceso de hidrólisis:



c) La afirmación es **falsa**, pues el ion  $\text{HSO}_4^+$  cede un protón

d) La afirmación es **falsa**. Al añadir  $\text{NH}_4^+$  se forma una disolución reguladora amoniacal/cloruro amónico, cuyo pH es inferior al del amoniacal.

5. El ácido láctico, HA, es un compuesto orgánico de masa molecular  $90,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ , que desempeña importantes funciones en diversos procesos biológicos. En el laboratorio se han preparado 100 mL de una disolución acuosa conteniendo 0,61 g de ácido láctico (disolución A). Sabiendo que el pH de la disolución A es el mismo que el de otra disolución B que se ha preparado añadiendo 20 mL de una disolución de HCl de concentración 0,015 M a 80 mL de agua, calcule: a) La constante de acidez,  $K_a$ , del ácido láctico. b) El pH de una disolución de ácido láctico de concentración 0,1 M.

**Respuesta:**

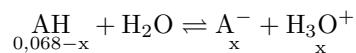
a) La concentración de ácido láctico es la siguiente:

$$c_0 = \frac{0,61/90,1}{0,1} = 0,068 \text{ M}$$

La concentración de la disolución de HCl es:

$$c_1 = \frac{2 \cdot 10^{-2} \cdot 0,015}{0,1} = 3 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

El pH de esta última disolución es:  $\text{pH} = -\log 3 \cdot 10^{-3} = 2,52$ .  
para la disociación del ácido láctico, podemos escribir:



Puesto que  $\text{pH} = 2,52$ , podemos afirmar que  $x = 10^{-2,52} = 3 \cdot 10^{-3}$ , con lo que la constante  $K_a$  tendrá el valor:

$$K_a = \frac{x^2}{0,068 - x} = \frac{(3 \cdot 10^{-3})^2}{0,068 - 3 \cdot 10^{-3}} = 1,38 \cdot 10^{-4}$$

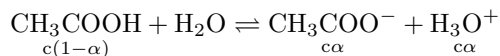
b) Si la concentración de ácido láctico es 0,1 M, podremos escribir:

$$1,38 \cdot 10^{-4} = \frac{x^2}{0,1 - x} \quad x = 3,65 \cdot 10^{-3} \quad \text{pH} = 2,44$$

6. Una disolución de ácido acético de concentración desconocida tiene un pH de 3,11. Calcule: a) La concentración inicial de ácido acético que contenía la disolución. b) El pH de la disolución obtenida al añadir agua a 20 mL de la disolución inicial hasta alcanzar un volumen de 100 mL. Datos:  $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$ .

**Respuesta:**

a) A partir del equilibrio de ionización:



El valor de  $c\alpha$ , es decir, la concentración de  $\text{H}_3\text{O}^+$  sería:  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3,11} = 7,76 \cdot 10^{-4} \text{ M}$ . La constante de ionización podría expresarse como:

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{(c\alpha)^2}{c(1-\alpha)}$$

Despreciando  $\alpha$  frente a 1, tendremos, despejando:

$$c = \frac{(7,76 \cdot 10^{-4})^2}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 0,033 \text{ M}$$

b) Al añadir agua, la nueva concentración será la quinta parte de la inicial, es decir,  $6,6 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ , con lo que podremos escribir:

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{(c\alpha)^2}{c(1-\alpha)} \simeq \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{6,6 \cdot 10^{-3}} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 3,44 \cdot 10^{-4} \quad \text{pH} = 3,46$$

7. a) Se dispone en el laboratorio de una disolución de ácido nítrico,  $\text{HNO}_3$ , del 20% de riqueza (en peso) cuya densidad es  $1,115 \text{ kg}\cdot\text{L}^{-1}$ . Calcule el volumen de esta disolución necesario para preparar 250 mL de otra disolución de  $\text{HNO}_3$ , de concentración  $0,5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ . b) Calcule el pH de la disolución formada al mezclar los 250 mL de la disolución de  $\text{HNO}_3$  de concentración  $0,5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  y 500 mL de otra disolución de  $\text{NaOH}$  de concentración  $0,35 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ . Datos: Masas atómicas relativas: H (1); N (14); O (16).  $K_w = 1 \cdot 10^{-14}$ .

**Respuesta:**

a) La concentración podrá ser expresada de la forma:

$$0,5 = \frac{m_{\text{HNO}_3}/63}{0,25} \quad m_{\text{HNO}_3} = 7,875 \text{ g}$$

A partir de los datos del enunciado, y teniendo en cuenta que la densidad tiene el mismo valor expresada en kg/L que en g/mL, tendremos:

$$7,875 = V \cdot 1,115 \cdot 0,2 \quad V = \mathbf{35,31 \text{ mL}}$$

b) El número de moles de  $\text{HNO}_3$  será:  $n_{\text{HNO}_3} = 0,25 \cdot 0,5 = 0,125$ , mientras que el número de moles de  $\text{NaOH}$  será:  $n_{\text{NaOH}} = 0,5 \cdot 0,35 = 0,175$ . Teniendo en cuenta que un mol de ácido reacciona con un mol de base, el número de moles en exceso de base será  $0,175 - 0,125 = 0,050$ . la concentración será:

$$c = \frac{0,05}{0,75} = 6,67 \cdot 10^{-2} = [\text{OH}^-]$$

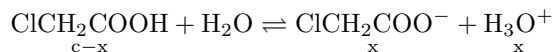
El pH será:

$$\text{pH} = 14 + \log [\text{OH}^-] = \mathbf{12,82}$$

8. El ácido cloroacético,  $\text{ClCH}_2\text{COOH}$  (monoprótico, HA), es un irritante de la piel que se utiliza en tratamientos dermatológicos para eliminar la capa externa de la piel muerta. El valor de su constante de acidez,  $K_a$ , es  $1,35 \cdot 10^{-3}$ . a) Calcule el pH de una disolución de ácido cloroacético de concentración 0,1 M. Según la normativa europea, el pH para este tipo de tratamiento cutáneo no puede ser menor de 1,5. Calcule los gramos de  $\text{ClCH}_2\text{COOH}$  que deben contener 100 mL de una disolución acuosa de este ácido para que su pH sea 1,5. Datos.- Masas atómicas relativas: H (1,0); C (12,0); O (16,0); Cl (35,5).

**Respuesta:**

El equilibrio de ionización es el siguiente:



$$1,35 \cdot 10^{-3} = \frac{x^2}{0,1 - x} \quad x = 0,011 \quad \text{pH} = -\log 0,011 = \mathbf{1,96}$$

Para que el pH sea 1,5; el valor de x debe ser:  $x = 10^{-1,5} = 0,032$ , por lo que la concentración deberá ser:

$$1,35 \cdot 10^{-3} = \frac{0,032^2}{c - 0,032} \quad c = 0,79 \text{ M}$$

La masa de ácido se deduce de:

$$0,79 = \frac{m}{\frac{94,5}{0,1}} \quad m = \mathbf{7,47 \text{ g}}$$

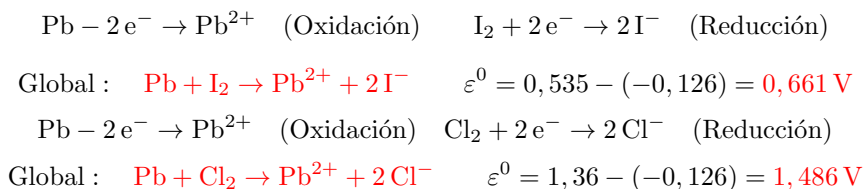
## 7. OXIDACIÓN Y REDUCCIÓN.

1. Teniendo en cuenta los potenciales estándar de reducción que se dan al final del enunciado, responda razonadamente: a) ¿Cuál es la especie oxidante más fuerte? Y ¿cuál es la especie reductora más fuerte? b) ¿Qué especies podrían ser reducidas por el Pb(s)? Para cada caso, escriba la semirreacción de oxidación y la de reducción, así como la ecuación química global ajustada. Datos.- Potenciales estándar de reducción:  $E^0(S/S^{2-}) = -0,48\text{ V}$ ;  $E^0(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = +1,36\text{ V}$ ;  $E^0(\text{I}_2/\text{I}^-) = +0,535\text{ V}$ ;  $E^0(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,126\text{ V}$ ;  $E^0(\text{V}^{2+}/\text{V}) = -1,18\text{ V}$

### Respuesta:

a) La especie oxidante es la que posee mayor potencial de reducción, en este caso, el  $\text{Cl}_2$ . La especie reductora más fuerte será la que tenga menor potencial de reducción, es decir, el  $\text{V}^{2+}$ .

b) El Pb puede reducir a aquellas sustancias que tengan mayor potencial de reducción que él. En nuestro caso,  $\text{I}_2$  y  $\text{Cl}_2$ . Las semirreacciones serán:



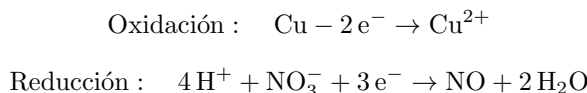
2. El cobre se disuelve en ácido nítrico concentrado formándose nitrato de cobre (II), dióxido de nitrógeno y agua de acuerdo con la siguiente reacción no ajustada:



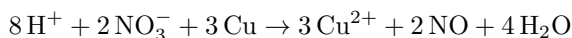
a) Escriba la semirreacción de oxidación y la de reducción, así como la ecuación química global ajustada tanto en su forma iónica como molecular. b) Calcule la cantidad de cobre, en gramos, que reaccionará con 50 mL de ácido nítrico concentrado de densidad  $1,41\text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$  y riqueza 69% (en peso). Datos.- Masas atómicas relativas: H = 1; N = 14; O = 16; Cu = 63,5.

### Respuesta:

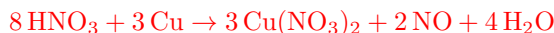
a) Las semirreacciones de oxidación y de reducción son, respectivamente:



Multiplicando la primera semirreacción por 3, la segunda por 2, y sumando ambos resultados, obtenemos:



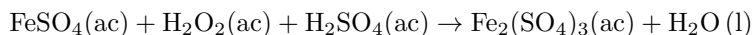
Que, en forma molecular, queda así:



b) 50 mL de  $\text{HNO}_3$  contienen  $50 \cdot 1,41 = 70,5\text{ g}$  de  $\text{HNO}_3$  concentrado, de los que un 69% corresponderá a  $\text{HNO}_3$  puro, es decir:  $m_{\text{HNO}_3} = 70,5 \cdot 0,69 = 48,65\text{ g}$ . De esta forma, podemos plantear la siguiente igualdad:

$$\frac{3 \cdot 63,5\text{ g Cu}}{x\text{ g Cu}} = \frac{8 \cdot 63\text{ g HNO}_3}{48,65\text{ g HNO}_3} \quad x = \mathbf{18,39\text{ g Cu}}$$

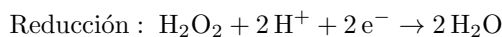
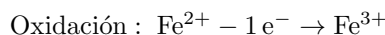
3. En presencia de ácido sulfúrico,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , el sulfato de hierro (II),  $\text{FeSO}_4$ , reacciona con peróxido de hidrógeno,  $\text{H}_2\text{O}_2$ , de acuerdo con la siguiente reacción no ajustada:



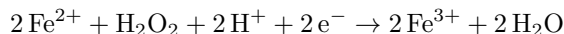
a) Escriba la semirreacción de oxidación y la de reducción, así como la ecuación química global ajustada tanto en su forma iónica como molecular. b) Si mezclamos 250 mL de una disolución 0,025 M de  $\text{FeSO}_4$  con 125 mL de una disolución de 0,075 M de  $\text{H}_2\text{O}_2$  con un exceso de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , calcule la cantidad (en gramos) de sulfato de hierro (III) que se obtendrán. Datos.- Masas atómicas relativas: O = 16; S = 32; Fe = 55,85.

**Respuesta:**

a) Las semirreacciones son las siguientes:



Multiplicando la primera semirreacción por 2, y sumándole la segunda:



En forma molecular, nos queda:



b) En primer lugar, determinamos el reactivo limitante:

$$\frac{2 \text{ mol FeSO}_4}{0,25 \cdot 0,025 \text{ mol FeSO}_4} = \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}_2}{x \text{ mol H}_2\text{O}_2} \quad x = 3,125 \cdot 10^3 \text{ moles H}_2\text{O}_2$$

Como disponemos de  $0,075 \cdot 0,125 = 9,375 \cdot 10^{-3}$  moles de  $\text{H}_2\text{O}_2$ , el reactivo limitante será el  $\text{FeSO}_4$ . Según esto, podremos escribir:

$$\frac{2 \text{ mol FeSO}_4}{0,25 \cdot 0,025 \text{ mol FeSO}_4} = \frac{2 \text{ mol Fe}_2(\text{SO}_4)_3}{x \text{ mol Fe}_2(\text{SO}_4)_3} \quad x = 6,25 \cdot 10^{-3} \text{ moles Fe}_2(\text{SO}_4)_3$$

Para calcular la masa, multiplicamos el número de moles por la masa molecular del  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ , quedando:

$$m = 6,25 \cdot 10^{-3} \cdot 399,7 = 2,5 \text{ g Fe}_2(\text{SO}_4)_3$$

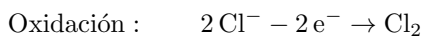
4. Una forma sencilla de obtener dicloro,  $\text{Cl}_2(\text{g})$ , en el laboratorio es hacer reaccionar, en medio ácido, permanganato de potasio,  $\text{KMnO}_4$ , con cloruro de potasio,  $\text{KCl}$ , de acuerdo con la siguiente reacción (no ajustada):



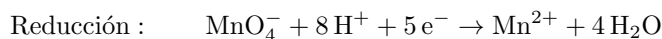
a) Escriba la semirreacción de oxidación y la de reducción, así como la reacción global ajustada tanto en su forma iónica como molecular. b) Calcule el volumen de  $\text{Cl}_2(\text{g})$  producido, medido a  $20^\circ \text{C}$  y 723 mm Hg, al mezclar 50 mL de una disolución 0,250 M de  $\text{KMnO}_4$  y 200 mL de otra disolución de  $\text{KCl}$  0,20 M en medio ácido. Datos:  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ .  $1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg}$ .

**Respuesta:**

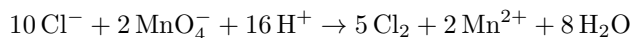
a) Las semirreacciones son las siguientes:







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



En forma molecular:



Para resolver este apartado, es necesario saber cuál es el reactivo limitante. para ello, establecemos la siguiente relación:

$$\frac{2 \text{ mol KMnO}_4}{10 \text{ mol KCl}} = \frac{5 \cdot 10^{-2} \cdot 0,25 \text{ mol KMnO}_4}{x \text{ mol KCl}} \quad x = 0,0625 \text{ mol KCl}$$

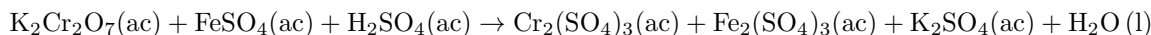
Dado que disponemos sólo de  $0,2 \cdot 0,2 = 0,04$  moles de KCl, el reactivo limitante es este compuesto. Así pues, podremos escribir lo siguiente:

$$\frac{10 \text{ mol KCl}}{0,2 \cdot 0,2 \text{ mol KCl}} = \frac{5 \text{ mol Cl}_2}{x \text{ mol Cl}_2} \quad x = 0,02 \text{ mol Cl}_2$$

Aplicando la ecuación de los gases:

$$\frac{723}{760} V = 0,02 \cdot 0,082 \cdot 293 \quad V = 0,51 \text{ L Cl}_2$$

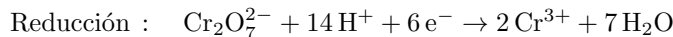
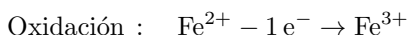
5. En medio ácido, el dicromato de potasio,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , reacciona con el sulfato de hierro (II),  $\text{FeSO}_4$ , de acuerdo con la siguiente reacción no ajustada:



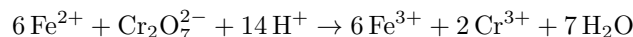
a) Escriba la semirreacción de oxidación y la de reducción, así como la ecuación química global ajustada tanto en su forma iónica como molecular. b) Para determinar la pureza de una muestra de  $\text{FeSO}_4$ , 1,523 g de la misma se disolvieron en una disolución acuosa de ácido sulfúrico. La disolución anterior se hizo reaccionar con otra que contenía  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  0,05 M necesitándose 28,0 mL para que la reacción se completase. Calcule la pureza de la muestra de  $\text{FeSO}_4$ . Datos: Masas atómicas relativas: O (16); S (32); Fe (55,85).

### Respuesta:

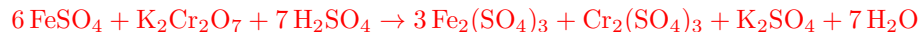
- a) Las semirreacciones de oxidación y de reducción son, respectivamente:



Multiplicamos la primera semirreacción por seis, y sumando miembro a la segunda, tendremos:



En forma molecular:



- b) El número de moles de la disolución de dicromato potásico es:  $n_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 0,028 \cdot 0,05 = 1,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ . A partir de la relación:

$$\frac{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{1,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = \frac{6 \text{ mol FeSO}_4}{x \text{ mol FeSO}_4} \quad x = 8,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol FeSO}_4$$

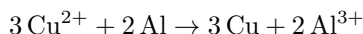
Que corresponde a una masa:  $m_{\text{FeSO}_4} = 8,4 \cdot 10^{-3} (55,85 + 32 + 16 \cdot 4) = 1,275 \text{ g}$ . la pureza de la muestra será, entonces:

$$\% = \frac{1,275}{1,523} 100 = 83,75$$

6. a) Se introduce una pieza de aluminio en una disolución acuosa de  $\text{CuSO}_4$  1 M. Discuta razonadamente si se producirá alguna reacción y, en caso afirmativo, escriba la correspondiente ecuación química ajustada. b) Se dispone de una pila galvánica formada por un electrodo de cobre sumergido en una disolución acuosa 1 M de  $\text{CuSO}_4$  y otro electrodo de cinc sumergido en una disolución 1 M de  $\text{ZnSO}_4$ . b.1) Identifique el ánodo y el cátodo de la pila y escriba las semirreacciones que ocurren en ambos electrodos. b.2) Calcule el potencial estándar de la pila formada. b.3) Justifique si, tras agotarse la pila, el electrodo de cinc pesará más o menos que al inicio de la reacción. Datos: Potenciales estándar de reducción:  $E^0$  (en V):  $\text{Cu}^{2+}(\text{ac})/\text{Cu}$ : + 0,34;  $\text{Zn}^{2+}(\text{ac})/\text{Zn}$ : - 0,76;  $\text{Al}^{3+}(\text{ac})/\text{Al}$ : -1,66.

**Respuesta:**

a) Dado que el aluminio es un elemento más reductor que el cobre, como nos indican los respectivos potenciales de reducción, tendrá lugar la siguiente reacción:



- b.1) El **ánodo** es el electrodo donde tiene lugar la oxidación, cuyo proceso es:  $\text{Zn} - 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}^{2+}$ , mientras que en el **cátodo** se produce la reducción:  $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$   
 b.2) El potencial estándar de la pila es:

$$\varepsilon^0 = \varepsilon_{\text{cátodo}} - \varepsilon_{\text{ánodo}} = 0,34 - (-0,76) = +1,10 \text{ V}$$

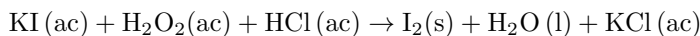
b.3) El electrodo de zinc **pesará menos**, puesto que parte del zinc se ha disuelto, originando  $\text{Zn}^{2+}$

7. Teniendo en cuenta los potenciales estándar de reducción que se dan como dato al final del enunciado, responda razonadamente si cada uno de los siguientes enunciados es verdadero o falso: a) Una barra de zinc es estable en una disolución acuosa 1 M de  $\text{Cu}^{2+}$ . b) Al sumergir una barra de hierro en una disolución acuosa 1 M de  $\text{Cr}^{3+}$  se recubre con cromo metálico. c) El aluminio metálico no reacciona en una disolución acuosa 1 M de HCl. d) Una disolución acuosa 1 M de  $\text{Cu}^{2+}$  se puede guardar en un recipiente de aluminio. Datos.- Potenciales estándar de reducción,  $E^0$  (en V):  $\text{H}^+(\text{ac}) / \text{H}_2(\text{g})$ : 0;  $\text{Al}^{3+}(\text{ac}) / \text{Al}(\text{s})$ : - 1,68;  $\text{Zn}^{2+}(\text{ac}) / \text{Zn}(\text{s})$ : - 0,76;  $\text{Cr}^{3+}(\text{ac}) / \text{Cr}(\text{s})$ : - 0,74;  $\text{Fe}^{2+}(\text{ac}) / \text{Fe}(\text{s})$ : - 0,44;  $\text{Cu}^{2+}(\text{ac}) / \text{Cu}(\text{s})$ : + 0,34.

**Respuesta:**

a) El potencial de reducción del cobre es superior al del zinc, por lo que una barra de este último elemento se recubriría de cobre metálico. la afirmación es **falsa**. b) El potencial del sistema  $\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}$  es menor que el del sistema  $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$ , por lo que la afirmación es **falsa**. c) dado que el potencial del  $\text{Al}^{3+}/\text{Al}$  es menor que el de  $\text{H}^+/\text{H}_2$ , la afirmación es **falsa**. d) La afirmación es **falsa**, pues el  $\text{Cu}^{2+}$  se depositaría como Cu sobre la superficie del recipiente de Al.

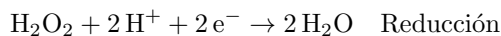
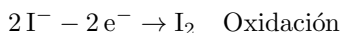
8. En el laboratorio se puede obtener fácilmente yodo,  $\text{I}_2(\text{s})$ , haciendo reaccionar yoduro de potasio, KI (ac), con agua oxigenada,  $\text{H}_2\text{O}_2(\text{ac})$ , en presencia de un exceso de ácido clorhídrico, HCl (ac), de acuerdo con la reacción (no ajustada):



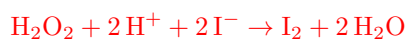
a) Escriba la semirreacción de oxidación y la de reducción, así como la ecuación química global ajustada tanto en su forma iónica como molecular. b) Si se mezclan 150 mL de una disolución 0,2 M de KI (en medio ácido) con 125 mL de otra disolución ácida conteniendo  $\text{H}_2\text{O}_2(\text{ac})$  en concentración 0,15 M, calcule la cantidad (en gramos) de yodo obtenida. Datos.- Masa atómica relativa: I (126,9).

**Respuesta:**

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



Sumando algebraicamente:



En forma molecular:



b) De la reacción ajustada se deduce que 1 mol de  $\text{H}_2\text{O}_2$  reacciona con dos moles de HCl, por lo que habrá que determinar cuál es el reactivo limitante, utilizando la igualdad:

$$\frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}_2}{0,125 \cdot 0,15 \text{ mol H}_2\text{O}_2} = \frac{2 \text{ mol KI}}{x \text{ mol KI}} \quad x = 0,0375 \text{ mol KI}$$

Puesto que se dispone de  $0,15 \cdot 0,2 = 0,03$  moles de KI, esta sustancia será el reactivo limitante, por lo que podemos escribir:

$$\frac{2 \text{ mol KI}}{0,03 \text{ mol KI}} = \frac{2 \cdot 126,9 \text{ g I}_2}{x \text{ g I}_2} \quad x = 3,81 \text{ g I}_2$$

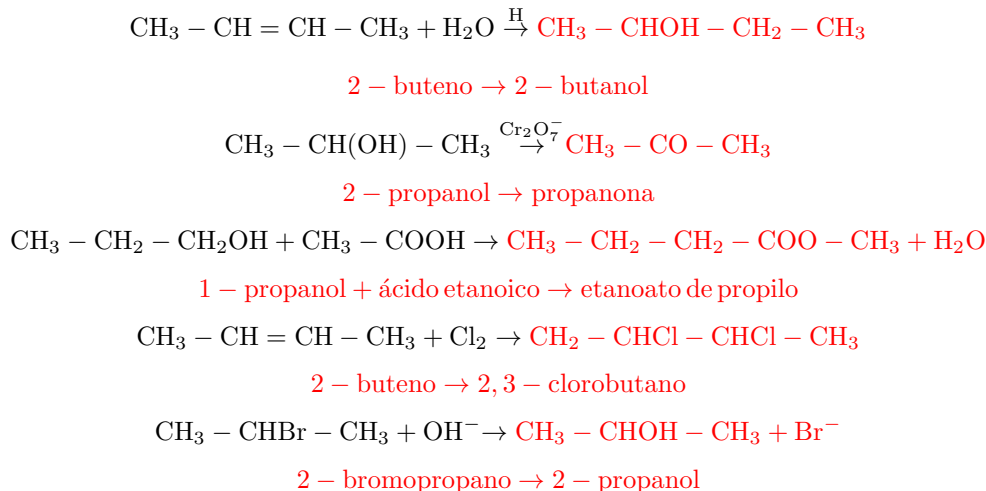
## 8. QUÍMICA ORGÁNICA.

1. Complete las siguientes reacciones, formule los reactivos, nombre los compuestos orgánicos que se obtienen e indique el tipo de reacción de que se trata en cada caso.

- a) propeno +  $H_2$   $\xrightarrow{\text{catalizador}}$   $CH_3 - CH_2 - CH_3$  Reacción de **adición**
- b) 2 propanol +  $H_2SO_4$   $\xrightarrow{\text{calor}}$   $CH_3CH = CH_2$  Reacción de **eliminación**
- c) etanol + ácido acético  $\xrightarrow{H^+}$   $CH_3 - COOCH_2 - CH_3$  Reacción de **esterificación**
- d) benceno +  $Br_2$   $\xrightarrow{\text{catalizador}}$   $C_6H_5Br + HBr$  Reacción de **sustitución**
- e) propano +  $O_2$   $\xrightarrow{\text{calor}}$   $CO_2 + H_2O$  Reacción de **combustión**

Los fórmulas de los reactivos son los siguientes: propeno:  $CH_3 - CH = CH_2$ ; 2-propanol:  $CH_3 - CHOH - CH_3$ ; etanol:  $CH_3 - CH_2OH$ ; ácido acético:  $CH_3 - COOH$ ; benceno:  $C_6H_6$ ; propano:  $CH_3 - CH_2 - CH_3$

2. Complete las siguientes reacciones y nombre los compuestos orgánicos en ellas involucrados:



3. Complete las siguientes reacciones, formule los reactivos, nombre los compuestos orgánicos que se obtienen e indique el tipo de reacción de que se trata en cada caso. a) bromoetano +  $NH_3 \rightarrow$  b) 2-metil-2-pentanol  $\xrightarrow[\text{calor}]{H_2SO_4}$  c) Benceno +  $Cl_2 \rightarrow$  d) pentanal  $\xrightarrow{MnO_4^-}$  e) Cloroetano +  $OH^- \rightarrow$

### Respuesta:

- a)  $CH_3 - CH_2Br + 2 NH_3 \rightarrow CH_3 - CH_2NH_2$  (etilamina) +  $NH_4Br$ . reacción de **sustitución**
- b)  $CH_3 - C(CH_3)OH - CH_2 - CH_2 - CH_3 \xrightarrow[\text{calor}]{H_2SO_4} CH_2 = C(CH_3) - CH_2 - CH_2 - CH_3$  (**2-metil-1-penteno**)  
 . Reacción de **eliminación**
- c)  $C_6H_6 + Cl_2 \rightarrow C_6H_5Cl$  (clorobenceno) +  $HCl$  .Reacción de **sustitución**
- d)  $CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CHO \xrightarrow{MnO_4^-} CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - COOH$  ácido **pentanoico**). Reacción de **oxidación**
- e)  $CH_3 - CH_2Cl + OH^- \rightarrow CH_3 - CH_2OH$  (etanol) +  $Cl^-$ . Reacción de **sustitución**.

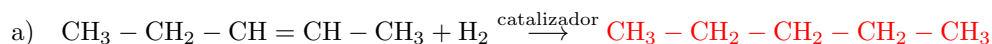
4. Formule o nombre, según corresponda, los siguientes compuestos. a) Etil fenil éter b) 1,3-diclorobenceno c) acetato de etilo d) dicromato de potasio e) fosfato de calcio f)  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CHO}$  g)  $\text{HN}(\text{CH}_2\text{CH}_3)_2$  h)  $\text{KMnO}_4$  i)  $\text{PbO}_2$  j)  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$

**Respuesta:**

a)

5. Complete las siguientes reacciones, nombrando los compuestos orgánicos que intervienen en ellas (reactivos y productos): a)  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH=CH-CH}_3 + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{catalizador}}$  b)  $\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_3 + \text{HCl} \rightarrow$  c)  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH} + \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH} \xrightarrow{\text{catalizador}}$  d)  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4, \text{calor}}$  e)  $\text{CH}_3\text{-COOH} \xrightarrow{\text{reductor}}$

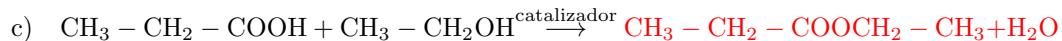
**Respuesta:**



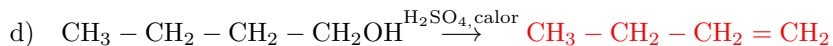
Los compuestos orgánicos que intervienen son: **2-penteno** (reactivo) y **pentano** (producto).



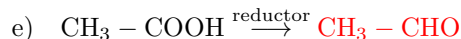
Intervienen : **2-buteno** (reactivo) y **2-clorobutano** (producto).



Los compuestos orgánicos son: **ácido propanoico y etanol** (reactivos) y **propanoato de etilo** (producto).



El reactivo es el **1-butanol** y el producto, **1-buteno**.



Los compuestos orgánicos que intervienen son: **ácido etanoico** (reactivo) y **etanal** (producto). Si el reductor es más energético, se podría obtener **etanol** ( $\text{CH}_3 - \text{CH}_2\text{OH}$ ).