

# PRUEBAS EBAU QUÍMICA

Juan P. Campillo Nicolás

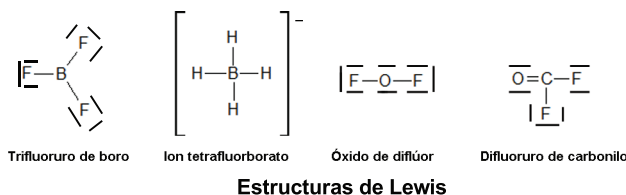
20 de julio de 2018

## 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:

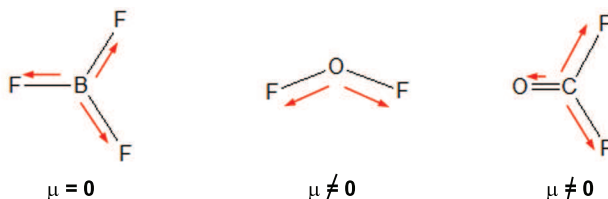
- a) las estructuras de Lewis se muestran en la siguiente imagen:



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.

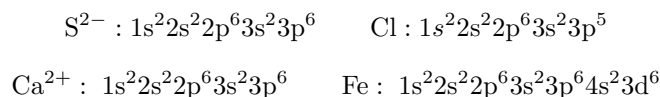
d) La molécula de  $\text{BF}_3$  es apolar, mientras que las moléculas de  $\text{F}_2\text{O}$  y  $\text{F}_2\text{CO}$  son polares, como se explica mediante la siguiente imagen:



2. a) Escriba la configuración electrónica de cada una de las siguientes especies en estado fundamental:  $\text{S}^{2-}$ , Cl,  $\text{Ca}^{2+}$  y 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:

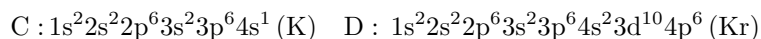
- a) Las respectivas configuraciones electrónicas son las siguientes:



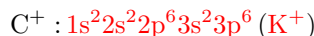
- b) b.1: La afirmación es **incorrecta**, pues el cloro se encuentra más a la derecha que el S en la tabla periódica, aumentando la energía de ionización de izquierda a derecha. b.2: La afirmación es **incorrecta**, pues el radio atómico aumenta hacia abajo en un grupo, y de derecha a izquierda en un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

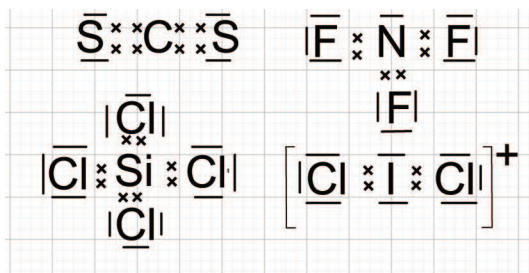


El elemento D, al tratarse de un gas noble no forma iones estables.

- 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**,

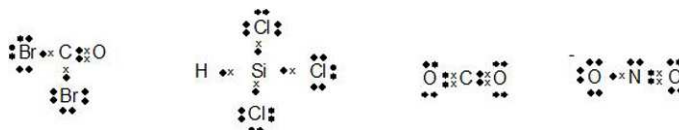


pues no existen pares de electrones no compartidos sobre el C. El **SiCl<sub>4</sub> es tetraédrico** debido a que los cuatro enlaces son equivalentes. El ion **ICl<sub>2</sub><sup>+</sup> tendrá una geometría angular**, debido a la repulsión de los dos pares de electrones no compartidos del I. La molécula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

- c) El  $\text{CS}_2$  es apolar, debido a la geometría lineal de la molécula. El  $\text{SiCl}_4$  es también apolar, al estar distribuidos los enlaces de forma regular, y tener todos ellos el mismo momento dipolar. Por último, la molécula de  $\text{NF}_3$ , debido a su forma piramidal, será polar.
5. Considere las especies químicas:  $\text{Br}_2\text{CO}$ ,  $\text{HSiCl}_3$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{NO}_2^-$  y responda a las cuestiones siguientes:
- Represente la estructura de Lewis de cada una de las especies químicas anteriores.
  - Explique, razonadamente, la geometría de cada una de estas especies químicas.
  - Discuta, razonadamente, si las moléculas  $\text{Br}_2\text{CO}$ ,  $\text{HSiCl}_3$  y  $\text{CO}_2$  son polares o apolares. Datos.- Números atómicos: H = 1; C = 6; N = 7; O = 8; Si = 14; Cl = 17; Br = 35.

**Respuesta:**

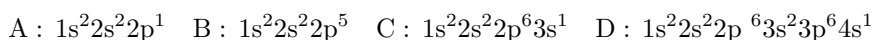
- a) Las respectivas estructuras de Lewis son las siguientes:



- 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<sub>l</sub> = 0; s = ±1/2**

7. Considere los elementos siguientes: Al, S, Cl y Ca cuyos números atómicos son 13, 16, 17 y 20, respectivamente. Responda las siguientes cuestiones: a) Ordene razonadamente los cuatro elementos por orden creciente de su primera energía de ionización. b) Aplicando la regla del octeto, deduzca la fórmula molecular del compuesto formado por S y Cl y discuta la naturaleza del enlace (iónico o covalente) entre

ambos átomos. c) Escriba la configuración electrónica de los iones siguientes:  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{Cl}^-$  y  $\text{Ca}^{2+}$ .  
d) Considerando los iones  $\text{Cl}^-$  y  $\text{Ca}^{2+}$ , razone cuál de los dos tendrá un radio iónico mayor.

**Respuesta:**

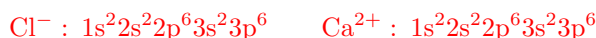
a) A partir de las configuraciones electrónicas:



El orden será el siguiente:  $\text{Ca} < \text{Al} < \text{S} < \text{Cl}$ , ya que la energía de ionización aumenta desde abajo hacia arriba y de izquierda a derecha en la tabla periódica.

b) Debido a la diferencia de electronegatividad entre ambos elementos, se formará entre ellos un compuesto el que el aluminio se transformará en el ion  $\text{Al}^{3+}$ , mientras que el S lo hará en el ion  $\text{S}^{2-}$ . Ambos iones quedarán con ocho electrones en su último nivel. El compuesto será de carácter iónico, y su fórmula será  $\text{Al}_2\text{S}_3$ .

c) Las configuraciones electrónicas son las siguientes:



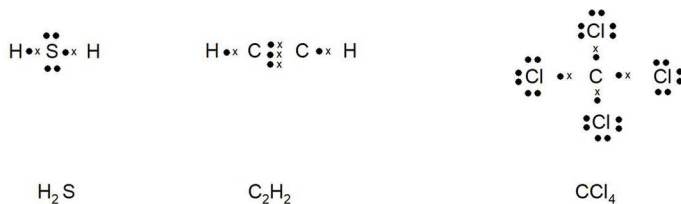
d) Puesto que ambos iones son isoelectrónicos, tendrá menor radio iónico aquel cuyo número atómico sea mayor, es decir, el  $\text{Ca}^{2+}$ .

8. Considere las especies químicas  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{C}_2\text{H}_2$  y  $\text{CCl}_4$ . Responda razonadamente las siguientes cuestiones: a) Discuta el tipo de enlace que se presenta en cada una de las cuatro especies químicas. b) Deduzca la estructura de Lewis de las moléculas cuyos átomos están unidos mediante enlace covalente. c) Justifique la geometría de las moléculas del apartado b). d) Explique cuál de los compuestos,  $\text{MgCl}_2$  o  $\text{CCl}_4$ , será más soluble en agua. Datos.- Números atómicos: H = 1; C = 6; Mg = 12; S = 16; Cl = 17.

**Respuesta:**

a) El enlace es **covalente en todos los casos, salvo en el  $\text{MgCl}_2$**  debido, en este caso, a la notable diferencia de electronegatividad entre los átomos de Mg y Cl.

b) Las estructuras de Lewis son las siguientes: c) **La molécula de  $\text{H}_2\text{S}$  será angular**, debido a la repulsión

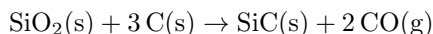


ejercida por los dos pares de electrones no compartidos del S. La molécula del  **$\text{C}_2\text{H}_2$  será lineal**, al no existir pares de electrones no compartidos. Por último, la molécula de  **$\text{CCl}_4$  será tetraédrica**, pues al no existir pares de electrones no compartidos sobre el C, los enlaces se distribuyen de forma que la repulsión sea mínima.

d) Será más soluble el  **$\text{MgCl}_2$** , al tratarse de un compuesto iónico, a diferencia del  $\text{CCl}_4$ , que es un compuesto covalente apolar.

## 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:

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

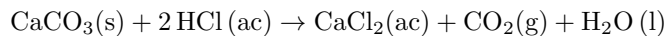
- b) Para calcular la masa de SiC obtenida, debemos determinar cuál es el reactivo limitante. Para ello, utilizamos la siguiente relación:

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

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:  $\% = (0,365/0,412) \cdot 100 = 88,6 \%$

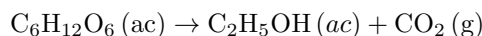
b) Teniendo en cuenta la relación:

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

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:

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

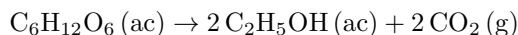
3. En el proceso de elaboración del vino, la glucosa fermenta para producir etanol según la siguiente reacción (no ajustada):



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:

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

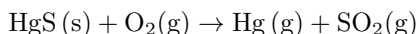
b) Suponiendo que sólo el 65,86 % de la glucosa puede ser aprovechado, es decir, una masa  $m = 71 \cdot 0,6586 = 46,76 \text{ g}$ , podremos escribir:

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

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 mercurio se puede obtener calentando a unos  $600^\circ \text{C}$ , en presencia de aire, el cinabrio (mineral de sulfuro de mercurio(II),  $\text{HgS}$ , impuro). La reacción que tiene lugar es la siguiente:



Teniendo en cuenta que el cinabrio utilizado contiene un 85 % en peso de  $\text{HgS}$  y que el rendimiento del proceso es del 80 %, calcule: a) Los kilogramos de mercurio que se obtendrán a partir del tratamiento de 100 kg de cinabrio. b) El volumen (en litros) de  $\text{SO}_2$  obtenido en la reacción anterior, medido a  $600^\circ \text{C}$  y 1 atmósfera. Datos.- Masas atómicas relativas. O (16); S (32); Hg (200,6).  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ .

**Respuesta:**

a) La masa de 100 kg de cinabrio contiene una cantidad de 85 kg (100·0,85) de HgS. Con este dato, podemos establecer la siguiente relación:

$$\frac{232,6 \text{ g HgS}}{200,6 \text{ g Hg}} = \frac{85 \text{ kg HgS}}{x \text{ kg Hg}} \quad x = 73,31 \text{ kg Hg}$$

Teniendo en cuenta que el rendimiento del proceso es del 80 %, la masa obtenida de mercurio será:  
 $m = 73,31 \cdot 0,80 = 58,64 \text{ kg Hg}$

b) A partir de la igualdad:

$$\frac{232,6 \text{ g HgS}}{1 \text{ mol SO}_2} = \frac{8,5 \cdot 10^4 \text{ g HgS}}{x \text{ mol SO}_2} \quad x = 365,43 \text{ mol SO}_2$$

Aplicando la ecuación de los gases:

$$1 \cdot V = 365,43 \cdot 0,082 \cdot 873 \quad V = 26169 \text{ L SO}_2$$



### 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;  $v_2 = 4v = k(2[A])^\alpha[B]^\beta$ . 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:

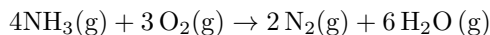
$$3,6 \cdot 10^{-3} = k \cdot 0,2^2 \quad k = 0,09 \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$$

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

$$k = Ae^{-E_a/RT}$$

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  $v = k[\text{NH}_3]^2 \cdot [\text{O}_2]$ . ¿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. Considere la reacción:



. Se ha observado que al aumentar al doble la concentración de A, la velocidad de la reacción se duplica mientras que al triplicar la concentración de B la velocidad de la reacción aumenta en un factor de 9. Responda razonadamente las siguientes cuestiones: a) Determine los órdenes de reacción respecto de A y B y escriba la ley de velocidad de la reacción. b) Si en un determinado momento la velocidad de formación de C es  $6,12 \cdot 10^{-4} \text{ M}\cdot\text{s}^{-1}$ , calcule la velocidad de la reacción. c) En las mismas condiciones del apartado b), calcule la velocidad de desaparición de B. d) Se ha determinado que cuando las concentraciones iniciales de A y B son 0,1 y 0,2 M respectivamente, la velocidad de la reacción es  $2,32 \cdot 10^{-3} \text{ M}\cdot\text{s}^{-1}$ . Calcule la constante de velocidad de la reacción.

**Respuesta:**

a) La velocidad de la reacción se puede expresar mediante la ecuación:  $v = k[A]^\alpha[B]^\beta$ . Si la concentración de A aumenta al doble y la velocidad también lo hace, esto significa que el valor de  $\alpha$  es 1. Al triplicar la concentración de B y multiplicarse por nueve la velocidad indica que el valor de  $\beta$  es 2. Los órdenes de reacción son: **1 respecto de A**, **2 respecto de B**, y **3 el orden total**. La ecuación de velocidad quedará, pues, en la forma:

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

b) Puesto que la velocidad de la reacción puede expresarse como:

$$v = \frac{1}{2} \frac{d[C]}{dt} = 0,5 \cdot 6,12 \cdot 10^{-4} = 3,06 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

c) Al ser:

$$v = -\frac{1}{3} \frac{d[C]}{dt} = 3,06 \cdot 10^{-4} \quad \frac{d[C]}{dt} = -9,18 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

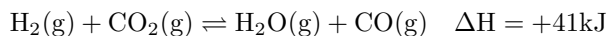
d) Para calcular la constante de velocidad:

$$2,32 \cdot 10^{-3} = k \cdot 0,1(0,2)^2 \quad k = 0,58 \text{ mol}^{-2} \text{L}^2 \text{s}^{-1}$$

#### 4. TERMOQUÍMICA.

## 5. EQUILIBRIO QUÍMICO.

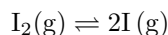
1. Considere el siguiente equilibrio:



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:**

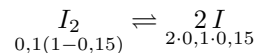
- a) El equilibrio se desplazará hacia la derecha, por lo que la concentración de hidrógeno **disminuirá**.
- b) Al aumentar la temperatura, el equilibrio se desplazará hacia la derecha, con lo cual la concentración de hidrógeno **disminuirá**.
- c) Un aumento de presión no afecta al equilibrio, debido 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:



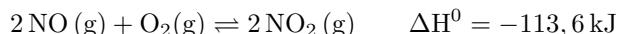
la constante  $K_c$  será:

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

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

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

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.

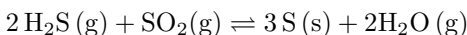
**Respuesta:**

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.

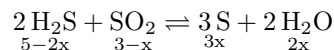
4. El azufre es muy importante a nivel industrial. En el proceso Claus se obtiene según la reacción:



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:

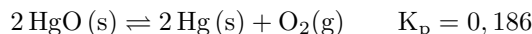
$$P \cdot 5 = 12,8 \cdot 0,082 \cdot 380 \quad P = 74,78 \text{ atm}$$

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:

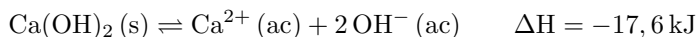
$$0,186 \cdot 2 = n \cdot 0,082 \cdot 673 \quad n = 6,74 \cdot 10^{-3} \text{ moles } \text{O}_2$$

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

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

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

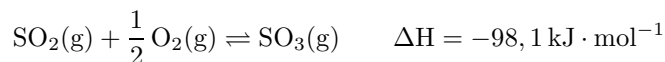
6. La solubilidad del hidróxido de calcio,  $\text{Ca(OH)}_2(\text{s})$ , es fuertemente dependiente del pH de la disolución. El equilibrio de solubilidad correspondiente puede expresarse de la siguiente forma:



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  $\text{KOH}(\text{ac})$  a la disolución saturada. b) Aumentar la temperatura de la disolución saturada. c) Añadir  $\text{HCl}(\text{ac})$  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. El trióxido de azufre,  $\text{SO}_3$ , se obtiene al reaccionar el dióxido de azufre,  $\text{SO}_2$ , con dióxígeno,  $\text{O}_2$ , de acuerdo al equilibrio:

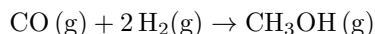


Una vez la mezcla gaseosa alcance el equilibrio, justifique el efecto que tendrá: a) El aumento de la temperatura a presión constante sobre la cantidad de  $\text{SO}_3(\text{g})$  presente tras restablecerse el equilibrio.

- b) La adición de  $\text{SO}_2(\text{g})$  sobre la cantidad de  $\text{O}_2(\text{g})$  presente tras alcanzarse nuevamente el equilibrio.  
 c) La disminución del volumen del reactor (manteniendo constante su temperatura) sobre la cantidad de  $\text{SO}_2(\text{g})$  presente tras alcanzarse nuevamente el equilibrio. d) La adición de pentóxido de vanadio ( $\text{V}_2\text{O}_5$ ) como catalizador de la reacción sobre la concentración de reactivos.

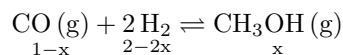
**Respuesta:**

- a) Al tratarse de una reacción exotérmica, un aumento de temperatura producirá un desplazamiento del equilibrio hacia la izquierda. Por tanto, **disminuirá la cantidad de  $\text{SO}_3$**
- b) El aumento en la concentración de uno de los reactivos, en este caso el  $\text{SO}_2$ , producirá un desplazamiento del equilibrio hacia la derecha. En consecuencia, **disminuirá la cantidad de oxígeno** para que la cantidad de  $\text{SO}_3$  aumente.
- c) Una disminución de volumen (o como consecuencia, un aumento en la presión) desplazará el equilibrio hacia donde el número de moles gaseosos sea menor, es decir, hacia la derecha. Por consiguiente, **disminuirá la cantidad de  $\text{SO}_2$**
- d) La adición de un catalizador no afecta al equilibrio, sino solamente a la velocidad de las reacciones directa e inversa, por lo que la concentración de reactivos y productos **no varía**.
8. El metanol,  $\text{CH}_3\text{OH}$ , se obtiene por reacción del  $\text{CO}(\text{g})$  con  $\text{H}_2(\text{g})$  según el siguiente equilibrio:



En un recipiente cerrado de 2 L de capacidad, en el que previamente se ha hecho el vacío, se introducen 1 mol de  $\text{CO}(\text{g})$  y 2 moles de  $\text{H}_2(\text{g})$ . Cuando se alcanza el equilibrio a  $210^\circ\text{C}$  la presión en el interior del recipiente resulta ser de 33,82 atmósferas. Calcule: a) La presión parcial de cada uno de los gases presentes en el equilibrio a  $210^\circ\text{C}$ . b) El valor de cada una de las constantes de equilibrio  $K_p$  y  $K_c$ . Datos.-  $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

- a) En el equilibrio, podremos escribir lo siguiente:



El número total de moles será:  $n = 1 - x + 2 - 2x + x = 3 - 2x$ . Aplicando la ecuación de los gases:

$$33,82 \cdot 2 = (3 - 2x) 0,082 \cdot 483 \quad x = 0,65 \text{ moles}$$

Las presiones parciales serán:

$$P_{\text{CO}} \cdot 2 = (1 - 0,65) 0,082 \cdot 483 \quad P_{\text{CO}} = 6,93 \text{ atm}$$

$$P_{\text{H}_2} \cdot 2 = (2 - 1,30) 0,082 \cdot 483 \quad P_{\text{H}_2} = 13,86 \text{ atm}$$

$$P_{\text{CH}_3\text{OH}} \cdot 2 = 0,65 \cdot 0,082 \cdot 483 \quad P_{\text{CH}_3\text{OH}} = 12,87 \text{ atm}$$

- b) Las constantes de equilibrio valdrán:

$$K_p = \frac{12,87}{6,93 \cdot 13,86^2} = 9,67 \cdot 10^{-3}$$

$$K_c = K_p(\text{RT})^{-\Delta n} = 9,67 \cdot 10^{-3} (0,082 \cdot 483)^{-1} = 2,44 \cdot 10^{-4}$$

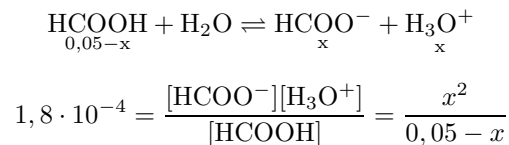


## 6. ÁCIDOS Y BASES.

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:

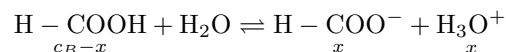
$$2,88 \cdot 10^{-3} = \frac{20 \cdot 10^{-3} \cdot 0,02}{(20 + V) 10^{-3}}$$

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:

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

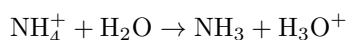
3. Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas: a) La mezcla de 10 mL de  $\text{HCl}$  0,1 M con 20 mL de  $\text{NaOH}$  0,1 M será una disolución neutra. b) Una disolución acuosa de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  tiene un pH mayor que 7. c) El pH de una disolución acuosa de ácido nítrico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

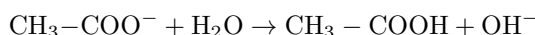
b) La afirmación es **falsa**: el ion  $\text{NH}_4^+$  experimenta el siguiente proceso de hidrólisis:



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:



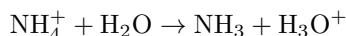
La presencia de iones  $\text{OH}^-$  da lugar a un pH básico, por tanto, superior a 7.

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 amoníaco/cloruro amónico, cuyo pH es inferior al del amoníaco.

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:**

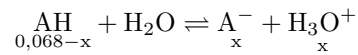
a) La concentración de ácido láctico es la siguiente:

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

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:

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

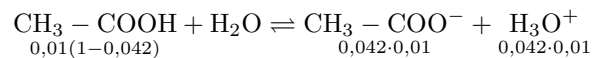
b) Si la concentración de ácido láctico es 0,1 M, podremos escribir:

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

6. En una disolución acuosa de ácido acético 0,01 M, el ácido está disociado en un 4,2%. Calcule: a) La constante de acidez,  $K_a$ , del ácido acético. b) ¿Qué volumen de agua destilada es necesario añadir a 10 mL de una disolución 0,01 M de ácido clorhídrico para que la disolución resultante tenga el mismo pH que la disolución de ácido acético del enunciado?

**Respuesta:**

a) La disociación del ácido quedará así, una vez establecido el equilibrio:



La constante de acidez será:

$$K_a = \frac{0,01 \cdot 0,042^2}{1 - 0,042} = 1,84 \cdot 10^{-5}$$

b) El pH de la disolución anterior es:  $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (0,042 \cdot 0,01) = 3,38$ . La concentración de  $\text{H}_3\text{O}^+$  procedente del HCl coincidirá con la concentración de éste, al tratarse de un ácido fuerte. Así pues:

$$0,042 \cdot 0,01 = \frac{10^{-2} \cdot 0,01}{10^{-2} + V} \quad V = 0,228 \text{ L H}_2\text{O}$$

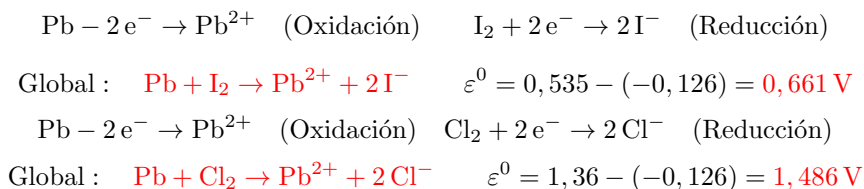
## 7. OXIDACIÓN Y REDUCCIÓN.

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:  $E^0(\text{S}/\text{S}^{2-}) = -0,48 \text{ V}$ ;  $E^0(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = +1,36 \text{ V}$ ;  $E^0(\text{I}_2/\text{I}^-) = +0,535 \text{ V}$ ;  $E^0(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,126 \text{ V}$ ;  $E^0(\text{V}^{2+}/\text{V}) = -1,18 \text{ V}$

### 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:



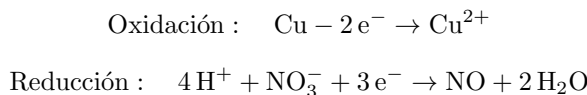
2. El cobre se disuelve en ácido nítrico concentrado formándose nitrato de cobre (II), dióxido de nitrógeno y agua de acuerdo con la siguiente reacción no ajustada:



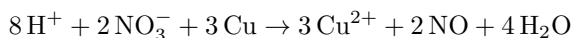
a) Escriba la semirreacción de oxidación y la de reducción, así como la ecuación química global ajustada tanto en su forma iónica como molecular. b) Calcule la cantidad de cobre, en gramos, que reaccionará con 50 mL de ácido nítrico concentrado de densidad  $1,41 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$  y riqueza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

### Respuesta:

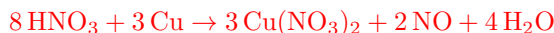
a) Las semirreacciones de oxidación y de reducción son, respectivamente:



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



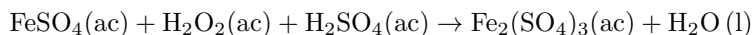
Que, en forma molecular, queda así:



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:

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

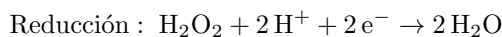
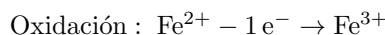
3. En presencia de ácido sulfúrico,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , el sulfato de hierro (II),  $\text{FeSO}_4$ , reacciona con peróxido de hidrógeno,  $\text{H}_2\text{O}_2$ , de acuerdo con la siguiente reacción no ajustada:



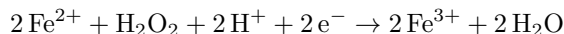
a) Escriba la semirreacción de oxidación y la de reducción, así como la ecuación química global ajustada tanto en su forma iónica como molecular. b) Si mezclamos 250 mL de una disolución 0,025 M de  $\text{FeSO}_4$  con 125 mL de una disolución de 0,075 M de  $\text{H}_2\text{O}_2$  con un exceso de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , 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:

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

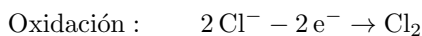
4. Una forma sencilla de obtener dicloro,  $\text{Cl}_2(\text{g})$ , en el laboratorio es hacer reaccionar, en medio ácido, permanganato de potasio,  $\text{KMnO}_4$ , con cloruro de potasio,  $\text{KCl}$ , de acuerdo con la siguiente reacción (no ajustada):

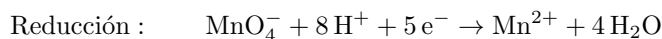


a) Escriba la semirreacción de oxidación y la de reducción, así como la reacción global ajustada tanto en su forma iónica como molecular. b) Calcule el volumen de  $\text{Cl}_2(\text{g})$  producido, medido a  $20^\circ \text{C}$  y 723 mm Hg, al mezclar 50 mL de una disolución 0,250 M de  $\text{KMnO}_4$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

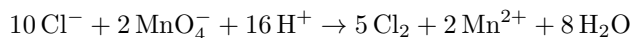
**Respuesta:**

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. El ácido sulfúrico concentrado caliente disuelve el metal cinc formándose sulfato de cinc, dióxido de azufre y agua, 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, en mL, de ácido sulfúrico concentrado de densidad  $1,98 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$  y 95 % de riqueza (en peso) necesario para oxidar 20 gramos de cinc de pureza 98 %. Datos.- Masas atómicas relativas. H (1); O (16); S (32); Zn (65,4).

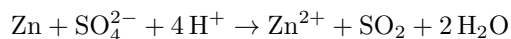
**Respuesta:**

a)

b) Las semirreacciones son las siguientes:



Sumando ambas semirreacciones:



En forma molecular:



Los 20 g de Zn contienen una masa =  $20 \cdot 0,98 = 19$  g de Zn puro. Ajustada la reacción, podemos establecer la siguiente relación:

$$\frac{65,4 \text{ g Zn}}{2 \cdot 98 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = \frac{19,6 \text{ g Zn}}{x \text{ g H}_2\text{SO}_4} = 58,74 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ puro}$$

La masa de ácido sulfúrico procedente de la disolución concentrada será:

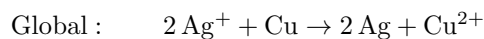
$$m = \frac{58,74 \cdot 100}{95} = 61,83 \text{ g}$$

Por último, el volumen de disolución concentrada será:

$$V = \frac{m}{d} = \frac{61,83}{1,98} = 31,23 \text{ g disolución}$$

6. Se prepara una pila voltaica formada por electrodos  $\text{Ag}^+(\text{ac})/\text{Ag}(\text{s})$  y  $\text{Cu}^{2+}(\text{ac})/\text{Cu}(\text{s})$  en condiciones estándar. a) Escriba la semirreacción que ocurre en cada electrodo así como la reacción global ajustada. b) Explique qué electrodo actúa de ánodo y cuál de cátodo y calcule la diferencia de potencial que proporcionará la pila. Datos.- Potenciales estándar de reducción.  $E^0$  (en V):  $\text{Ag}^+/\text{Ag}$ : + 0,80;  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ : + 0,34. **Respuesta:**

Las semirreacciones son las siguientes:

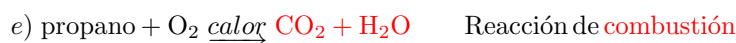
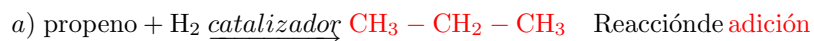


b) El cátodo es el electrodo donde se produce la reducción, siendo el electrodo  $\text{Ag}^+(\text{ac})/\text{Ag}(\text{s})$ . En el ánodo se produce la oxidación, actuando como tal el electrodo  $\text{Ag}^+(\text{ac})/\text{Ag}(\text{s})$ . La fuerza electromotriz de la pila será:

$$\varepsilon^0 = 0,80 - 0,34 = +0,46 \text{ V}$$

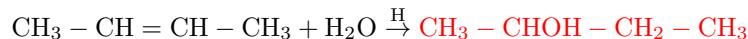
## 8. QUÍMICA ORGÁNICA.

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.

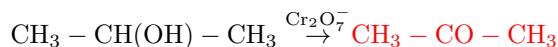


Los fórmulas de los reactivos son los siguientes: propeno: CH<sub>3</sub> - CH = CH<sub>2</sub>; 2-propanol: CH<sub>3</sub> - CHOH - CH<sub>3</sub>.; etanol: CH<sub>3</sub> - CH<sub>2</sub>OH; ácido acético: CH<sub>3</sub> - COOH; benceno: C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>; propano: CH<sub>3</sub> - CH<sub>2</sub> - CH<sub>3</sub>

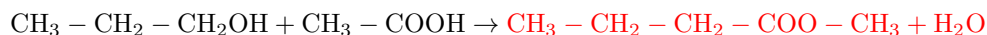
2. Complete las siguientes reacciones y nombre los compuestos orgánicos en ellas involucrados:



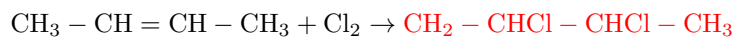
2 - buteno → 2 - butanol



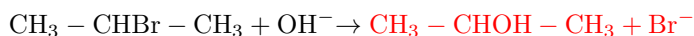
2 - propanol → propanona



1 - propanol + ácido etanoico → etanoato de propilo



2 - buteno → 2,3 - clorobutano



2 - bromopropano → 2 - propanol