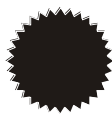


UNIVERSIDAD NACIONAL DE MISIONES

**QUÍMICA**  
**GUÍA DE**  
**TRABAJOS PRACTICOS**

JUAN ESTEBAN MIÑO  
MARÍA CLARA ZACCARO

2008



EDITORIAL UNIVERSITARIA DE MISIONES

**San Luis 1870**

Posadas - Misiones – Tel-Fax: (03752) 428601

Correos electrónicos:

edunam-admini@arnet.com.ar

edunam-direccion@arnet.com.ar

edunam-produccion@arnet.com.ar

edunam-ventas@arnet.com.ar

**Colección:** Cuadernos de Cátedra

**Coordinación de la edición:** Claudio Oscar Zalazar

**Armado de interiores:** Amelia E. Morgenstern

**Corrección:** Amelia E. Morgenstern

ISBN 978-950-579-100-2

Impreso en Argentina

©Editorial Universitaria

Química. Guía de trabajos prácticos / Juan Esteban Miño [et. al.]. - 1a ed. - Posadas:  
EDUNaM - Editorial Universitaria de la Universidad Nacional de Misiones, 2008.  
54 p.; 30x21 cm.  
ISBN 978-950-579-100-2  
1. Química.  
CDD 540

Fecha de catalogación: 09/05/2008.

## ÍNDICE

<b>TP</b>	<b>Tema</b>	<b>Página</b>
1	Ciencias químicas y el Método Científico.....	5
2	Átomos, Moléculas e iones.....	10
3	Rol de la masa en las reacciones químicas.....	17
4	Reacciones y Disoluciones.....	21
5	Gases, Leyes.....	25
6	Termoquímica.....	28
7	Estructura electrónica de los átomos.....	32
8	Enlace Químico.....	35
9	Equilibrio Químico y Cinética Química.....	37
10	Ácidos y Bases.....	43
11	Electroquímica.....	46
12	Química Orgánica.....	48
	Bibliografía.....	51

## LOS AUTORES

### **ZÁCCARO, María Clara**

Licenciada en Ciencias Químicas, egresada de la Universidad del Salvador, Buenos Aires, 1996.  
Ayudante de primera en la cátedra de Química de la Facultad de Ingeniería de la Universidad Nacional de Misiones.

Fue galardonada con el premio Asociación Química Argentina al mejor promedio de la Universidad del Salvador en ese mismo año. Realizó sus estudios de postgrado en McGill University, Montreal, Canadá, recibiendo el título de Master Of Science en el año 2003.

### **MIÑO, Juan Esteban**

Ingeniero Químico. Facultad de Ciencias Exactas, Químicas y Naturales, de la Universidad Nacional de Misiones.

Laboratorista Químico Industrial. Facultad de Ciencias Exactas, Químicas y Naturales, de la Universidad Nacional de Misiones.

Especialista en Gestión del Ambiente y la Producción. Facultad de Ingeniería de la Universidad Nacional de Misiones.

J.T.P. en la Cátedra de Química, Dpto. Física, Facultad de Ingeniería, UNaM.

J.T.P. de Termodinámica y Máquinas, Dpto. de Mecánica aplicada. Facultad de Ingeniería, UNaM.

Proyecto de Investigación:

“Valoración de floruro en extracto acuoso de té y yerba mate”.

Código del Proyecto: 16I069.FI.

Periodo: 2007-2008.

Función: Director.

Categoría de Investigador: III.

## TRABAJO PRÁCTICO N° 1

### **1. EL MÉTODO CIENTÍFICO**

- Formar comisiones de 4 alumnos.
- Leer, analizar y resumir.
- Exponer por grupos.

## **INVESTIGACIÓN CIENTÍFICA SOBRE MARTE**

### **INTRODUCCIÓN:**

En el año 1976 se presentó una magnífica oportunidad para los científicos interesados en la posibilidad de que exista vida extraterrestre. La NASA estaba planeando enviar al espacio la nave espacial Viking con el objetivo de explorar Marte y quería equipar la nave con todo lo necesario para probar si en él existía o no vida. Es de imaginar cuál fue la excitación y la tensión de los científicos que desempeñaron esta labor: si existían formas de vida con características desconocidas en un planeta con un entorno profundamente desconocido.

No fue posible realizar observaciones directas en Marte antes de establecer las Hipótesis y planear los experimentos. Sin embargo, se usó una aproximación sistemática. Primero, el equipo hizo algunas suposiciones sobre la vida en Marte, basadas en observaciones hechas sobre la vida en la Tierra. La mayoría de los seres vivos dependen de la luz solar, los afectan los cambios de temperatura y mueren al calentarlos a una temperatura muy elevada (esterilización). También constataron que la mayoría de las formas de vida que podrían encontrar eran las más simples: microorganismos, como las bacterias o las algas. Por lo tanto, además de observaciones directas, buscarían evidencias indirectas de microorganismos en el aire y en el suelo marciano.

En segundo lugar, debían imaginarse una serie de posibles resultados. Esta etapa implicaba realizar hipótesis sobre qué tipo de organismos se podrían encontrar. Se decidió que debían cumplirse tres criterios para poder considerar positivo un experimento sobre la existencia de vida en Marte: primero, el experimento debía ser reproducible; segundo, la esterilización de la muestra debía eliminar cualquier respuesta positiva de un experimento; y tercero, en el suelo debían encontrarse compuestos orgánicos. A partir de este momento se diseñaron varios experimentos, tres de los cuales se describen a continuación.

**HIPÓTESIS 1: los marcianos son abundantes y lo suficientemente grandes como para que sean visibles.**

**EXPERIMENTO 1:** las cámaras de televisión buscaron plantas o animales, los sensores de infrarrojo buscaron objetos calientes y con movimiento, un sismómetro intentó detectar pisadas y un espectrómetro de masas analizó si en la atmósfera marciana se detectaban los gases que en la tierra están asociados a la vida. Las cámaras de televisión solo mostraron un paisaje rojo árido. De hecho, todos los ensayos menos uno fueron negativos. El resultado positivo fue el descubrimiento de que la atmósfera contenía un 95% de dióxido de carbono compuesto que en la tierra está

vinculado a la vida. Sin embargo, la temperatura media de la superficie era aproximadamente de  $-20^{\circ}\text{C}$  y la presión atmosférica media era solo de un 0,5% a la de la tierra.

Estas condiciones serían demasiado duras para que existiera vida tal como la conocemos.

### **HIPÓTESIS 2: los microorganismos de Marte realizan la fotosíntesis absorbiendo dióxido de carbono tal como la realizan los microorganismos terrestres.**

**EXPERIMENTO 2:** en el experimento de emisión pirolítica se colocó una muestra del suelo de Marte y aire en una cámara. Se añadió dióxido de carbono que contenía átomos de carbono radiactivos y se calentó la cámara a  $17^{\circ}\text{C}$  durante varios días mientras se iluminaba con una lámpara de Xenón que simulaba la luz del sol. Luego se hizo el vacío y se calentó fuertemente la muestra para eliminar cualquier gas que estuviera absorbido en el suelo.

Los gases desprendidos se bombardearon a través de un detector de radiactividad. Si éste detectaba carbón radiactivo significaba que en el suelo había algo que lo absorbió, probablemente formas de vida. De hecho se había absorbido carbono radiactivo. Cinco experimentos más dieron resultados similares.

Para diferenciar entre absorción química y absorción biológica del dióxido de carbono se hizo una muestra de control con suelo esterilizado. Si la absorción fuera química la esterilización no tendría ningún efecto. En cambio si fuera biológica la esterilización mataría los microorganismos y por lo tanto no se observaría ninguna actividad. El resultado indicó que la absorción era biológica, prácticamente no se encontró dióxido de carbono absorbido en la muestra de control. El suelo de Marte esterilizado respondía como el suelo de la luna donde no hay vida. El suelo de Marte sin esterilizar respondía como el de la tierra, el cual está repleto de vida. Para excluir la posibilidad de que la esterilización hubiera destruido los compuestos químicos que podrían haber absorbido el dióxido de carbono en el experimento inicial, se realizó otro control con suelo sin esterilizar, pero sin fuente de luz. En la oscuridad la absorción no fue mejor que con el suelo esterilizado. Así pues, se cumplían los dos primeros criterios para confirmar la presencia de vida.

### **HIPÓTESIS 3: los organismos dejan trazas de compuestos orgánicos.**

**EXPERIMENTO 3:** se utilizó una combinación de cromatografía gaseosa y de espectrometría de masa para comprobar el tercer criterio: presencia de compuestos orgánicos en el suelo. Se calentó una muestra del suelo y se separaron sus componentes mediante cromatografía gaseosa. El espectrómetro de masas midió las masas de cada tipo de moléculas o iones que iban emergiendo. A pesar de que se hicieron cientos de pruebas, no se encontró ningún compuesto orgánico con lo cual no se cumplió el tercer criterio.

El informe oficial de la misión Viking afirmó que no se había encontrado ninguna evidencia de que existiera vida en Marte.

Sin embargo, en el año 1996 se descubrieron restos fosilizados de lo que podrían haber sido organismos vivos en un meteorito que se cree provenía de Marte. Este hecho reabrió rápidamente y de forma espectacular la cuestión.

## 1. PREGUNTAS:

- 1.1 El titular de un periódico afirmaba: "No hay vida en Marte", ¿justifica la evidencia del Viking esta afirmación?, si no es así, ¿cómo debería escribirse el titular?
- 1.2 Formúlese una hipótesis para explicar los resultados obtenidos con el experimento de emisión pirolítica.
- 1.3 Hay personas que creen que Marte puede ser habitable para los humanos mediante un proceso que consiste en alterar la temperatura atmosférica y la de la superficie. Indicar la información adicional que se debería recoger sobre Marte antes de empezar con dicho proyecto. Sugerir un método para reunir esta información.

## 2. Conversión de Unidades

- 2.1 El hierro hierve a  $3.000^{\circ}\text{C}$  pasar a:  $^{\circ}\text{K}$ ,  $^{\circ}\text{F}$  y  $^{\circ}\text{R}$
- 2.2 El agua se congela a  $32^{\circ}\text{F}$  pasar a:  $^{\circ}\text{C}$ ,  $^{\circ}\text{K}$  y  $^{\circ}\text{R}$

## 3. Sistemas Materiales

- 3.1 Indicar V o F (verdadero o falso)
  - a) Las mezclas son sistemas heterogéneos u homogéneos de composición variable formados por 2 o más sustancias.
  - b) Cuando los sistemas dispersos son homogéneos se llaman soluciones.
  - c) Cuando los sistemas dispersos son heterogéneos se llaman dispersiones.
  - d) En las mezclas cada componente conserva sus propiedades intensivas.
  - e) Se pueden separar en fases los sistemas dispersos heterogéneos.
  - f) Se pueden fraccionar los sistemas dispersos homogéneos.
  - g) Las sustancias compuestas son sustancias puras descomponibles.
  - h) Las sustancias simples son sustancias puras no descomponibles.
  - i) Todos los anteriores son falsos.

## 4. Clasificación y Propiedades de la Materia

- 4.1 Dé un ejemplo de cada uno de los siguientes términos: a) materia; b) sustancia; c) mezcla.
- 4.2 Dé un ejemplo de una mezcla homogénea y otro de una mezcla heterogénea.
- 4.3 ¿Cuál es la diferencia entre una propiedad intensiva y una propiedad extensiva?
- 4.4 Cuáles son propiedades intensivas y cuáles extensivas: a) longitud; b) volumen; c) temperatura; d) masa; e) presión; f) peso; g) densidad.

## 5. Propiedades Físicas y Químicas

- 5.1 Diga si las siguientes aseveraciones describen propiedades físicas o químicas:
  - a) El gas oxígeno mantiene la combustión.
  - b) Los fertilizantes ayudan a incrementar la producción agrícola.
  - c) El agua hierve por debajo de  $100^{\circ}\text{C}$  en la cima de una montaña.

- d) El plomo es más denso que el aluminio.
- e) El azúcar tiene un sabor dulce.
- f) El hierro tiende a oxidarse.
- g) El agua de lluvia en las regiones industrializadas tiende a ser ácida.
- h) Las moléculas de hemoglobina tienen color rojo.
- i) El agua de un vaso que se deja al sol va desapareciendo gradualmente.
- j) Durante la fotosíntesis el dióxido de carbono del aire se convierte por las plantas en moléculas más complejas.

## **6. Elemento, Compuesto, Mezcla Homogénea y Mezcla Heterogénea**

- 6.1 Clasifique cada una de las siguientes sustancias como un elemento o un compuesto:
- a) Hidrógeno; b) Agua; c) Oro; d) Azúcar.
- 6.2 Clasifique cada uno de los siguientes como un elemento, un compuesto, una mezcla homogénea o una mezcla heterogénea: a) agua de mar; b) gas helio; c) cloruro de sodio (sal de mesa); d) bebida gaseosa; e) leche chocolatada; f) aire; g) concreto.

## **7. Separación de sustancias**

- 7.1 Mediante que operaciones propondría la separación del siguiente sistema heterogéneo que contiene: agua, alcohol, limaduras de hierro, y aceite.

## **8. Cualitativo, Cuantitativo - utilizar la tabla periódica**

- 8.1 Dé un enunciado cualitativo y otro cuantitativo para cada elemento de la lista siguiente:
- a) agua,
  - b) carbono,
  - c) hierro,
  - d) gas hidrógeno,
  - e) gas oxígeno,
  - f) sal de mesa,
  - g) mercurio,
  - h) oro,
  - i) aire.



## Trabajo Práctico N° 1

### Ejercicios complementarios:

1. Ordenar en forma creciente las siguientes temperaturas:  
a) 25°C    b) 43°R    c) 110°F    d) 71K
2. Clasificar los siguientes sistemas materiales en homogéneos o heterogéneos. Justifique la respuesta:  
a) Limaduras de hierro y limaduras de cobre.  
b) Agua y aceite.  
c) Tres trozos de hielo en agua.  
d) Sal parcialmente disuelta en agua.  
e) Sal totalmente disuelta en agua.
3. Un sistema material está formado por: agua, arena, trozos de corcho y limaduras de hierro. Indicar:  
a) Si es un sistema homogéneo o heterogéneo.  
b) Número de componentes.  
c) Método de separación.
4. Indicar cuáles de los siguientes sistemas son soluciones y cuáles sustancias puras:  
a) Agua salada.  
b) Bromo líquido ( $\text{Br}_{2(l)}$ ).  
c) Agua y etanol.  
d) Oxido de plata.  
e) Vino filtrado.  
f) Magnesio.
5. Las siguientes propiedades fueron determinadas para un trozo de plata. Indicar si se trata de propiedades intensivas o extensivas.  
a) volumen: 7.4 cm<sup>3</sup>,  
b) masa: 78 g,  
c) densidad: 10,5g/cm<sup>3</sup>,  
d) punto de fusión: 960,5°C.
6. Clasificar los siguientes fenómenos en físicos o químicos:  
a) Fermentación del vino.  
b) Calentamiento de hierro hasta su punto de fusión.  
c) Pulverización de una roca.  
d) Combustión de carbón.  
e) Producción de cubitos de hielo.  
f) Formación de herrumbre.

## TRABAJO PRÁCTICO N° 2

### 1. NÚMERO ATÓMICO, NÚMERO DE MASA E ISÓTOPOS

1.1 ¿Cuál es el número de masa de un átomo de hierro que tiene 28 neutrones?

1.2 Calcule el número de neutrones de  $^{239}\text{Pu}$ .

1.3 Escriba el símbolo adecuado para cada uno de los siguientes isótopos:

a)  $Z = 11$      $A = 23$

b)  $Z = 28$      $A = 64$

1.4 Para cada una de las siguientes especies determine el número de protones y neutrones en el núcleo.

a)  $^3_2\text{He}$     b)  $^4_2\text{He}$     c)  $^{24}_{12}\text{Mg}$     d)  $^{48}_{22}\text{Ti}$

1.5 Indique el número de protones, neutrones y electrones en cada una de las siguientes especies:

a)  $^{15}_7\text{N}$     b)  $^{33}_{16}\text{S}$     c)  $^{63}_{29}\text{Cu}$     d)  $^{84}_{38}\text{Sr}$

### 2. MOLÉCULAS E IONES

2.1 Identifique como elementos o compuestos:

a)  $\text{NH}_3$     b)  $\text{N}_2$     c)  $\text{NO}$     d)  $\text{CO}$     e)  $\text{H}_2$     f)  $\text{SO}_2$

2.2 Proporcione dos ejemplos para cada uno de los siguientes incisos:

- a) una molécula diatómica que contenga átomos del mismo elemento,
- b) una molécula diatómica que contenga átomos de diferentes elementos,
- c) una molécula poliatómica que contenga átomos del mismo elemento,
- d) una molécula poliatómica que contenga átomos de diferentes elementos.

2.3 Indique el número de protones y electrones de cada uno de los siguientes iones comunes

a)  $\text{Na}^+$     b)  $\text{Ca}^{2+}$     c)  $\text{Al}^{3+}$     d)  $\text{Fe}^{2+}$     e)  $\text{I}^-$     f)  $\text{S}^{2-}$     g)  $\text{O}^{2-}$

### 3. LEYES GRAVIMÉTRICAS

#### 3.1 Analice el enunciado de la **Ley de Conservación de las Masas (Lavoisier)**

"En un sistema material cerrado la suma de la masa de los reactivos es igual a la suma de la masa de los productos".

#### 3.2 Balancear la ecuación, completar el cuadro, verificar el cumplimiento de la ley

Datos: Masas atómicas: H = 1      O = 16

$H_2 + O_2$	→	$H_2O$ (agua)
..... g $H_2$ + ..... g $O_2$	→	..... g $H_2O$
.....g de reactivos	=	.....g de producto

#### 3.3 Analice el enunciado de la **ley de las proporciones constantes (Proust)**

"Cuando dos o más elementos se combinan formando un compuesto, el cociente entre sus masas es constante".

#### 3.4 Balancear la ecuación, completar el cuadro, verificar el cumplimiento de la ley

Datos: Masas atómicas: O = 16      Ca = 40      m = masa

$O_2 + Ca$	→	$CaO$
Calcular las proporciones constantes del producto de la reacción:		
a) $mCa/mO = \dots\dots\dots$	b) $mO/mCa = \dots\dots\dots$	

#### 3.5 Aplicando la ley de las proporciones constantes resolver el siguiente problema:

¿Cuántos Kg de O se necesitarán combinar con 1 Kg de Ca para formar  $CaO$ ?

#### 3.6 Analice el enunciado de la **ley de las proporciones múltiples (Dalton)**

"Cuando dos o más elementos se combinan formando dos o más compuestos, mientras la masa de uno permanece constante, la masa del otro varía según números enteros".

#### 3.7 Complete el cuadro, y verifique el cumplimiento de la ley.

Datos: Masas atómicas: N = 14      O = 16

compuesto	masa de oxígeno	masa de nitrógeno	mO/mN	relación
a. N <sub>2</sub> O				
b. N <sub>2</sub> O <sub>2</sub>				
c. N <sub>2</sub> O <sub>3</sub>				
d. N <sub>2</sub> O <sub>4</sub>				
e. N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>				

3.8 Analice el enunciado de la **ley de las proporciones equivalentes (Richter)**

"Las masas de dos elementos que se combinan con igual masa de un tercero también pueden combinarse entre sí".

3.9 Complete el cuadro y verifique el cumplimiento de la ley

Datos: Masas atómicas: O = 16 Ba = 137 Cl = 35,5

a. Ba O	mBa/mO = /	mBa/mCl =
b. Cl <sub>2</sub> O	mCl/mO = /	
c. Cl <sub>2</sub> Ba	mBa/mCl =	

#### 4. FÓRMULAS QUÍMICAS

4.1 Dada la **fórmula molecular**, escribir la **fórmula empírica**

nombre	formula molecular	fórmula empírica
hidrazina	N <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	
agua	H <sub>2</sub> O	
acetileno	C <sub>2</sub> H <sub>2</sub>	
cafeína	C <sub>8</sub> H <sub>10</sub> N <sub>4</sub> O <sub>2</sub>	
glucosa	C <sub>6</sub> H <sub>12</sub> O <sub>6</sub>	

4.2 Obtener el **ÓXIDO BÁSICO** del Na (I), Ca (II), Al (III) y Pb (IV)

Procedimiento:

- escribir el símbolo del metal (M) y del oxígeno,
- hacer intercambio de valencia escribiendo la misma como subíndice,
- si los subíndices son múltiplos simplificar,
- escribir la ecuación de formación del óxido:  $M + O_2 = \text{ÓXIDO BÁSICO}$ ,
- balancear la ecuación,
- nombrarlo.

4.3 Obtener el **ÓXIDO ÁCIDO O ANHIDRIDO** del Cl (I), (III), (V), (VII); S (IV), (VI)

Procedimiento:

- escribir el símbolo del no metal (no M) y del oxígeno,
- hacer intercambio de valencia escribiendo la misma como subíndice,
- si los subíndices son múltiplos simplificar,
- escribir la ecuación de formación del óxido:  $no M + O_2 = \text{ÓXIDO ÁCIDO}$ ,
- balancear la ecuación,
- nombrarlo.

4.4 Obtener el **HIDRURO** de Li (I), Na (I) y Ca (II)

Procedimiento:

- escribir el símbolo del metal (M) y del hidrógeno,
- hacer intercambio de valencia escribiendo la misma como subíndice,
- si los subíndices son múltiplos simplificar,
- escribir la ecuación de formación del hidruro:  $M + H_2 = \text{HIDRURO}$ ,
- balancear la ecuación,
- nombrarlo.

4.5 Obtener el **HIDRÁCIDO** de F (I), Cl (I), Br (I) y S(II)

Procedimiento

- escribir el símbolo del no metal (no M) y del hidrógeno,
- hacer intercambio de valencia escribiendo la misma como subíndice,
- si los subíndices son múltiplos simplificar,
- escribir la ecuación de formación del hidrácido:  $no M + H_2 = \text{HIDRACIDO}$ ,
- balancear la ecuación,
- nombrarlo.

4.6 Obtener el **OXÁCIDO** de S (II), (III); N (III), (V); Cl (I), (III), (V), (VII)

Procedimiento: sumarle una sola molécula de agua.

- escribir la ecuación de formación:  $\text{ANHIDRIDO} + H_2O = \text{OXACIDO}$ ,
- si los subíndices del OXÁCIDO son múltiplos simplificar,
- balancear la ecuación,
- nombrarlo.

4.7 Obtener el **HIDRÓXIDO O BASE** de Na (I); Ca (II); Al (III); Pb (IV)

Procedimiento: sumarle tantas moléculas de agua como átomos de oxígeno tenga el óxido básico.

- a) escribir la ecuación de formación:  $\text{ÓXIDO BÁSICO} + n \text{H}_2\text{O} = \text{HIDRÓXIDO}$ ,
- b) si los subíndices del **HIDRÓXIDO** son múltiplos simplificar,
- c) balancear la ecuación,
- d) nombrarlo.

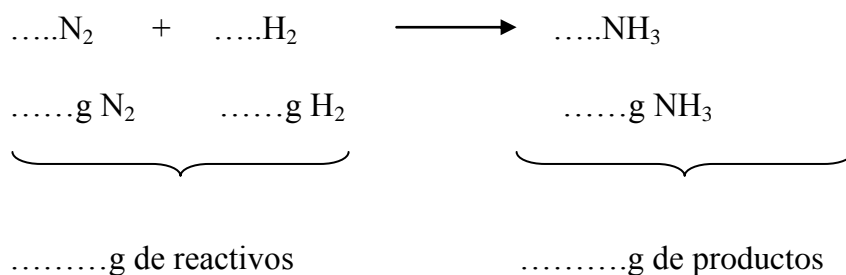
4.8 Obtener **OXISALES NEUTRAS** con los oxácidos del punto 4.6 y los hidróxidos del punto 4.7,  
(nombrarlos).

4.9 Obtener **SALES HALOIDEAS** con los hidrácidos del punto 4.5 y los hidróxidos del punto 4.7,  
(nombrarlos).

## Trabajo Práctico N° 2

### Ejercicios complementarios:

1. Escriba el símbolo químico adecuado para cada uno de los siguientes isótopos y determine el número de protones y neutrones:
  - a)  $A=238$   $Z=92$
  - b)  $A=200$   $Z=80$
  - c)  $A=52$   $Z=24$
2. Clasifique las siguientes especies en: elementos, moléculas diatómicas, moléculas poliatómicas.
  - a) Os
  - b)  $O_3$
  - c)  $B_2H_6$
  - d)  $F_2$
  - e)  $KMnO_4$
  - f) HI
3. Balancee la siguiente reacción química y verifique que se cumple la ley de la conservación de la masa. Datos: Masas atómicas:  $H=1$   $N=14$



4. Se hacen reaccionar 4 g de hidrógeno con 8g de oxígeno, aplicando la ley de las proporciones constantes, calcule:
  - a) Masa de agua formada.
  - b) Masa de reactivos que no se combinaron.
  - c) Masa total del sistema antes y después de la reacción.
5. Determine qué masa de oxígeno se combina con 1 g de hidrógeno en:
  - a) Agua ( $H_2O$ ); b) peróxido de hidrógeno ( $H_2O_2$ ).Verifique que se cumple la Ley de las proporciones múltiples (Dalton).
6. Escribir la fórmula empírica de: Etano  $C_2H_6$   
Benceno  $C_6H_6$   
Peróxido de hidrógeno  $H_2O_2$
7. Complete el cuadro y verifique el cumplimiento de la Ley de las proporciones equivalentes (Richter). Datos: Masas atómicas:  $O=16$   $Cl=35,5$   $Fe= 55,8$

FeO	mFe/mO = /	mFe/mCl =
Cl <sub>2</sub> O	mCl/mO = /	
FeCl <sub>2</sub>	mFe/mCl =	

8. Escriba la fórmula de los siguientes compuestos desarrollando las reacciones de formación a partir de sustancias más sencillas:

- a) Hidróxido de aluminio.
- b) Óxido ferroso.
- c) Ácido sulfúrico.
- d) Ácido sulfhídrico.
- e) Óxido nítrico
- f) Nitrato níquelico.
- g) Sulfuro mercurioso.



## TRABAJO PRÁCTICO N° 3

### 1. MASA, MOLES Y EL NÚMERO DE AVOGADRO

1.1 Para una masa de 600g de  $\text{CO}_2$  (g) calcular:

- a) moles de  $\text{CO}_2$ ; moles de  $\text{O}_2$ ; moles de C
- b) cantidad de moléculas de  $\text{CO}_2$ ; cantidad de moléculas de  $\text{O}_2$
- c) cantidad de átomos de C; cantidad de átomos de O; cantidad de átomos

1.2 Para 80 moles de metano  $\text{CH}_4$  (g) calcular:

- a) g de  $\text{CH}_4$ ; g de  $\text{H}_2$ ; g de C
- b) cantidad de moléculas de  $\text{CH}_4$ ; cantidad de moléculas de  $\text{H}_2$
- c) cantidad de átomos de C; cantidad de átomos de H; cantidad de átomos

1.3 Para una masa de 800g de hidróxido férrico  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  (s) calcular:

- a) moles de  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ; moles de  $\text{H}_2$ ; moles de  $\text{O}_2$
- b) cantidad de moléculas de  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ; cantidad de moléculas de  $\text{H}_2$  y de  $\text{O}_2$
- c) cantidad de átomos de Fe, H y O; cantidad total de átomos

1.4 Dado 40 moles de ácido sulfúrico  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (l) calcular:

- a) g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; g de  $\text{H}_2$ ; g de  $\text{O}_2$
- b) cantidad de moléculas de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; cantidad de moléculas de  $\text{H}_2$  y de  $\text{O}_2$
- c) cantidad de átomos de S, H y O; cantidad total de átomos

### 2. COMPOSICIÓN PORCENTUAL

2.1 Calcular la composición porcentual en masa de cada uno de los elementos que componen el ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ )

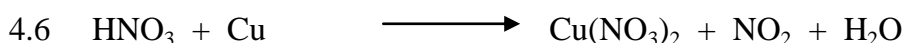
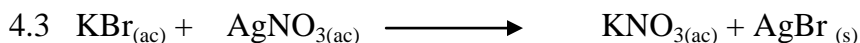
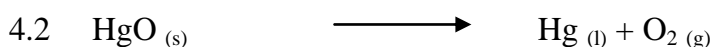
2.2 Calcular la composición porcentual en masa de cada uno de los elementos que componen el fosfato de litio ( $\text{Li}_3\text{PO}_4$ )

### 3. FÓRMULA EMPÍRICA

3.1 La vitamina C está compuesta por 40,92 % de C, 4,58 % de H y 54,50 % de O en masa. Determine su fórmula empírica.

3.2 Un compuesto tiene la siguiente composición porcentual en masa K: 24,75%, Mn: 34,77% y O: 40,51%. Determine su fórmula empírica.

#### 4. BALANCEO DE ECUACIONES QUÍMICAS, MÉTODO ALGEBRAICO



#### 5. CANTIDAD DE REACTIVOS Y PRODUCTOS

Antes de resolver el problema:

Escribir la Ecuación Química balanceada.

Expresar cada reactivo y cada producto en moles.

Expresar cada reactivo y cada producto en gramos.

##### 5.1 Utilizar la ecuación 4.1

¿Cuántos moles de cada reactivo necesito para obtener 20,6 moles de producto?

¿Cuántos gramos de cada reactivo necesito para obtener 370,8 g de producto?

##### 5.2 Utilizar la ecuación 4.4

¿Cuántos moles de cada producto obtendré con 35,5 moles de reactivo?

¿Cuántos gramos de cada producto obtendré con 620 g de reactivo?

##### 5.3 Utilizar la ecuación 4.5

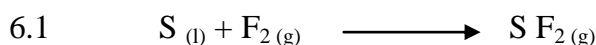
¿Cuántos moles de cada producto obtendré si consumo 40,4 moles de  $\text{O}_2$  en la reacción?

¿Para obtener 430,7 g de agua, cuántos gramos de cada reactivo necesito hacer reaccionar?

#### 6. REACTIVO LIMITANTE

Antes de resolver el problema: Balancear la ecuación química.

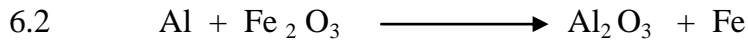
Calcular la masa y los moles de cada reactivo y de cada producto.



a) Se hacen reaccionar 4,3 moles de S con 13,2 moles de  $\text{F}_2$ .

¿Quién es el reactivo limitante? ¿Cuántos moles del otro reactivo sobran?

- b) Se hacen reaccionar 200 g de cada reactivo  
¿Quién es el reactivo limitante? ¿Cuántos g del otro reactivo sobran?



- a) Se hicieron reaccionar 124 g de Al con 601g de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .  
Calcular la masa en gramos del  $\text{Al}_2\text{O}_3$  que se formará.  
Calcular cuántos moles de  $\text{Al}_2\text{O}_3$  se formarán.
- b) ¿Cuántos gramos de reactivo en exceso quedaron sin reaccionar?  
¿Cuántos moles de reactivo en exceso quedaron sin reaccionar?
- c) ¿Quién es el reactivo limitante?

## 7. RENDIMIENTO DE REACCIÓN

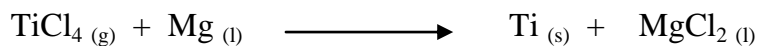
Balancear la ecuación.

Calcular la masa y los moles de las especies químicas involucradas.

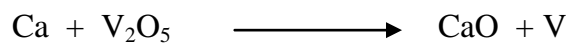
Ubicar al reactivo limitante para obtener la masa teórica del producto obtenido.

% de rendimiento = 100 (rendimiento real/rendimiento teórico)

- 7.1 En cierta operación industrial  $3,54 \times 10^7$  g de  $\text{TiCl}_4$  reaccionan con  $1,13 \times 10^7$  g Mg.
- a) Calcular el rendimiento teórico de Ti en gramos.
- b) Calcular el porcentaje del rendimiento si realmente se obtienen  $7,91 \times 10^6$  g de Ti



- 7.2 Durante un proceso industrial  $1,5 \times 10^3$  g de  $\text{V}_2\text{O}_5$  reaccionan con  $2 \times 10^3$  g de Ca.
- a) Calcular el rendimiento teórico del V en gramos.
- b) Calcular el porcentaje del rendimiento si se obtienen 800 g de V.



### Trabajo Práctico N° 3

#### Ejercicios complementarios:

- Para una masa de 350 g de  $\text{NH}_{3(g)}$  calcular:
  - moles de  $\text{NH}_3$ , moles de  $\text{N}_2$ , moles de  $\text{H}_2$
  - Cantidad de moléculas de  $\text{NH}_3$ , cantidad de moléculas de  $\text{H}_2$
  - Cantidad de átomos de N, cantidad de átomos de H, cantidad total de átomos
  - Volumen ocupado por  $\text{NH}_{3(g)}$  en CNPT.
- Calcule la composición porcentual de  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
- Calcule la fórmula empírica del óxido de antimonio que contiene 24,73 % de oxígeno.
  - Si su masa molar es 323,4 g ¿Cuál es su fórmula molecular?
- Balancee las siguientes ecuaciones químicas utilizando el método algebraico:
  - $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Zn}(\text{OH})_2 \longrightarrow \text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2\text{O}$
  - $\text{SbCl}_3 + \text{H}_2\text{S} \longrightarrow \text{Sb}_2\text{S}_3 + \text{HCl}$
  - $\text{N}_2 + \text{H}_2 \longrightarrow \text{NH}_3$
  - $\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \longrightarrow \text{CCl}_4 + \text{HCl}$
  - $\text{C}_4\text{H}_{10} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- De acuerdo con la reacción d): ¿Cuántos moles de cloro se necesitan para hacer reaccionar a 6 moles de metano?
- Reaccionan 50 g de ácido sulfúrico puro con 50 g de hidróxido de sodio puro.
  - Calcule la masa de sulfato de sodio formada.
  - ¿Cuántos moles del reactivo en exceso quedan sin reaccionar?
- De acuerdo con la reacción:
$$\text{C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9 \longrightarrow \text{N}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$$
  - Balancear la reacción química utilizando el método algebraico.
  - ¿Cuál es la máxima cantidad de  $\text{O}_2$  en gramos que se obtendrá a partir de 200 g de  $\text{C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9$ ?
  - Calcule el rendimiento porcentual de esta reacción si la cantidad de  $\text{O}_2$  producida fue de 6,55 g.

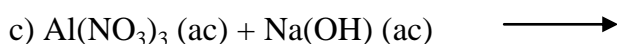
## TRABAJO PRÁCTICO N° 4

### 1. REACCIONES DE PRECIPITACIÓN

1.1 Usar la tabla 4-2 para clasificar los compuestos como solubles o insolubles:

a) CuS    b) Ca(OH)<sub>2</sub>    c) Zn(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>    d) Ag<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>    e) CaCO<sub>3</sub>    f) Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>

1.2 Prediga los productos de la reacción y escriba la ecuación iónica neta:



### 2. REACCIONES ÁCIDO-BASE

2.1 Escribir las fórmulas y balancear por el método algebraico:

a) ácido nítrico + hidróxido de Magnesio  $\longrightarrow$  nitrato de Magnesio + agua

b) ácido sulfuroso + hidróxido de Potasio  $\longrightarrow$  sulfito de Potasio + agua

c) ácido sulfhídrico + hidróxido níquelico  $\longrightarrow$  sulfuro níquelico + agua

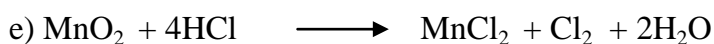
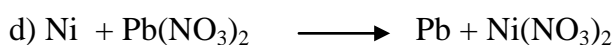
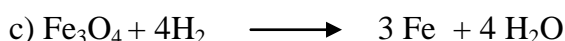
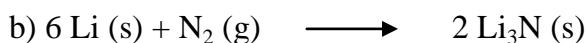
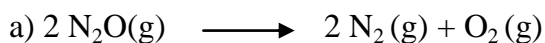
### 3. REACCIONES REDOX

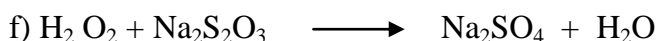
3.1 Asignar número de oxidación a cada elemento de los siguientes compuestos:

a) H<sub>2</sub>Te    b) N<sub>2</sub>    c) SF<sub>4</sub>    d) Li<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>    e) K<sub>2</sub>O<sub>2</sub>    f) Li    g) P<sub>4</sub>    h) H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>    i) OF<sub>2</sub>    j) LiH

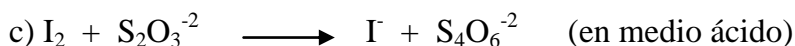
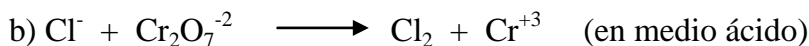
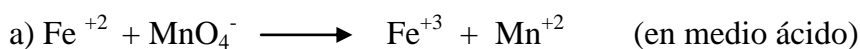
k) I<sup>-</sup>    l) Sc<sup>+3</sup>    ll) NO<sub>2</sub><sup>-</sup>    m) HSO<sub>3</sub><sup>-</sup>    n) BF<sub>4</sub><sup>-</sup>    o) Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>-2</sup>

3.2 Clasificar las siguientes reacciones redox e indicar los cambios ocurridos en el número de oxidación.





3.3 Balancear la ecuación redox utilizando el método del ión electrón



#### 4. CONCENTRACIÓN DE DISOLUCIONES

**Molaridad = M** = moles soluto/litros de solución

4.1 ¿Cuál es la molaridad (M) de una solución que contiene 171g de  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$  de PM = 342 g/mol en 4 L de solución?

4.2 ¿Cuál es la masa de HCl contenida en 1,88 litros de una solución 0,15 M de HCl?

4.3 ¿Cuál es la masa de Cloruro de Litio contenida en 61,8 mL de una solución 1,03 M de LiCl?

**Molalidad = m** = moles soluto/Kg solvente

4.4 Calcular la molalidad (m) de una solución de alcohol (etanol) en agua al 16,2 % en peso.

4.5 Calcular la molalidad (m) de una solución de ácido clorhídrico en agua, que contiene 36,5 % en peso de HCl

**Fracción Molar = X<sub>soluto</sub>** = moles de soluto/(moles de soluto + moles de solvente).

4.6 Calcular la fracción molar del soluto y del solvente, en una solución acuosa que contiene 40 g de HCl disuelto en 1000g de  $\text{H}_2\text{O}$ .

4.7 Calcular la fracción molar del disolvente en una solución que contiene 89,9 g de manitol  $\text{C}_6\text{H}_{14}\text{O}_6$  disueltos en 2000 g de agua.

**Normalidad = N** = equivalente gramo de soluto/ litros de solución

4.8 Calcular la normalidad de una solución 19,6 g de ácido sulfúrico disueltos en 2 litros de solución acuosa.

4.9 ¿Cuántos g de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  contienen 200 mL de una solución acuosa 0,04 N de hidróxido de calcio?

## 5. DILUCIÓN ( $C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$ )

- 5.1 Se necesita preparar un litro de solución de hidróxido de sodio 0,1 N a partir de una solución 5 N de esa sustancia. ¿Qué volumen de la solución concentrada debe tomarse?
- 5.2 Se han diluido 2 mL de una solución de ácido ortofosfórico ( $H_3PO_4$ ) 0,5 M a 100 mL. Calcular la concentración de la solución diluida obtenida.
- 5.3 Se tienen 505 mL de una disolución 0,125 M de ácido clorhídrico y se quiere diluirla para hacerla 0,1 M ¿Qué cantidad de agua debe añadirse?
- 5.4 A 25 mL de una disolución 0,866 M de nitrato de Plata ( $AgNO_3$ ) se le agrega agua hasta que el volumen de la disolución sea de 500 mL ¿Cuál es la concentración de la disolución final?

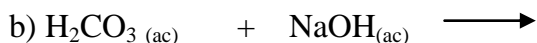
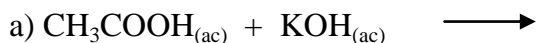
## 6. ANÁLISIS GRAVIMÉTRICO

- 6.1 Si se agregan 30 mL de una disolución 0,15 M de  $CaCl_2$  a 15 mL de disolución 0,1 M de  $AgNO_3$ . ¿Cuál es la masa en gramos del  $AgCl$  precipitado?
- 6.2 Una muestra de 0,6760 g de un compuesto desconocido que contiene iones de bario ( $Ba^{2+}$ ), se disuelven en agua y se trata con un exceso de  $Na_2SO_4$ . Si la masa del precipitado de  $BaSO_4$  formado es de 0,4105 g, ¿cuál es el porcentaje en masa de Ba en el compuesto original?
- 6.3 ¿Cuántos gramos de  $NaCl$  se necesitan para precipitar la mayor parte de los iones  $Ag^+$  de  $2,5 \times 10^2$  mL de una disolución 0,0113M de  $AgNO_3$ ? Escribir la ecuación iónica neta de la reacción.

## Trabajo Práctico N° 4

### Ejercicios complementarios:

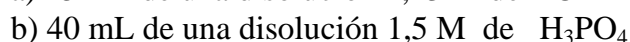
1. Balancee y escriba las ecuaciones iónicas y las ecuaciones iónicas netas:



2. Clasificar los compuestos como solubles o insolubles:



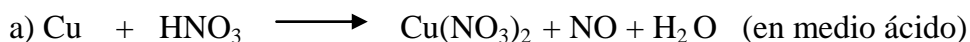
3. Calcule el volumen en mL de una disolución 1,42 M de NaOH requerido para titular:



4. Qué volumen de una disolución 0,5 M de HCl se necesita para neutralizar por completo:



5. Balancear las siguientes ecuaciones redox utilizando el método de ión electrón:



6. a) Calcular la molalidad de una solución acuosa de hidróxido de calcio al 10%(m/m)(sto/sln)

b) Calcular la fracción molar del soluto del punto 6.a)

7.a) Calcular la molaridad de una solución acuosa de hidróxido de sodio al 40 % (m/V) (sto/sln)

b) Calcular la fracción molar del solvente del punto 7.a)

8. Una solución de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  tiene una concentración de 0,1N. Expresar esa misma concentración en molaridad.



## TRABAJO PRÁCTICO N° 5

### 1. Las Leyes de los Gases

- 1.1 Una cantidad de gas ocupa  $76,8 \text{ cm}^3$  a una presión de  $772 \text{ mmHg}$   
¿Cuál será su volumen a la presión de una atmósfera?
- 1.2 Calcular la presión a la cual una masa de gas que tiene un volumen de  $100 \text{ cm}^3$  a  $760 \text{ mmHg}$ , ocupará un volumen de  $84 \text{ cm}^3$ .
- 1.3 Una masa de gas ocupa  $300 \text{ cm}^3$  a  $25^\circ\text{C}$ . Si la presión se mantiene constante ¿qué volumen ocupará el gas a  $-5^\circ\text{C}$ ?
- 1.4 Una masa de gas a  $13^\circ\text{C}$  tiene un volumen de  $237 \text{ cm}^3$ . El gas se calienta a presión constante hasta ocupar un volumen de  $265 \text{ cm}^3$ . ¿Cuál es la temperatura final del gas?
- 1.5 Una masa de gas a  $7^\circ\text{C}$  ejerce una presión de  $740 \text{ mmHg}$ . Calcular la presión a  $29^\circ\text{C}$  si el volumen permanece invariable.
- 1.6 Se ensaya un tanque que resiste una presión de  $10 \text{ atm}$ . Se llena de aire a  $0^\circ\text{C}$  y  $6 \text{ atm}$ . ¿Ofrece seguridad para someterlo, una vez lleno, a  $200^\circ\text{C}$ ?
- 1.7 El amoníaco se quema con el gas oxígeno y forma (NO) óxido nítrico y vapor de agua. ¿Cuántos volúmenes de NO se obtienen de un volumen de amoníaco a la misma temperatura y presión?
- 1.8 El Cloro y el Flúor molecular se combinan para formar un producto gaseoso. En las mismas condiciones de presión y temperatura se encuentra que un volumen de  $\text{Cl}_2$  reacciona con 3 volúmenes de  $\text{F}_2$  para producir 2 volúmenes de producto. ¿Cuál es la fórmula del producto?
- 1.9 Las moléculas de ozono en la estratósfera absorben una buena parte de la radiación solar nociva. La temperatura y presión típica del ozono en la estratosfera son  $250 \text{ K}$  y  $1 \cdot 10^{-3} \text{ atm}$  respectivamente, ¿cuántas moléculas de ozono están presentes en un litro de aire en estas condiciones?
- 1.10 Suponiendo que el aire contiene  $78\%$  de  $\text{N}_2$ ,  $21\%$  de  $\text{O}_2$  y  $1\%$  de  $\text{Ar}$  todos en volumen, ¿cuántas moléculas de cada gas están presentes en un litro de aire a TPE?

### 2. Ecuación del Gas Ideal

- 2.1 Si se tiene un volumen de  $10 \text{ litros}$  de un gas a la presión de  $5 \text{ atm}$  y a  $27^\circ\text{C}$ , ¿qué **presión** tiene esa misma masa de gas si ocupa un volumen de  $45,5 \text{ litros}$  a  $0^\circ\text{C}$ ?

2.2 ¿Qué **volumen** ocupan 2g de CO<sub>2</sub> a 0°C y 2 atm de presión?

2.3 Calcular el **peso molecular** en g/mol de un gas cuyo volumen es de 100 ml a 25°C y 1,5 atm, siendo su masa de 0,392g.

2.4 Calcular la **densidad** del NH<sub>3</sub> (amoníaco) a 752 mmHg y 55°C.

### 3. Ley de Dalton de las presiones parciales

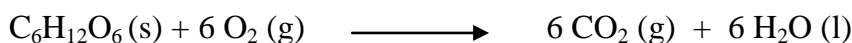
3.1 Una mezcla de 8g de O<sub>2</sub> (g) y 14g de N<sub>2</sub> (g) es preparada en un recipiente tal que la presión total es de 2 atm. ¿Cuál es la fracción molar y la presión parcial de cada gas en la mezcla?

3.2 Una mezcla de gases contiene 0,31 moles de CH<sub>4</sub>, 0,25 moles de C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> y 0,29 moles de C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>. La presión total es 1,5 atm. Calcular las presiones parciales de los gases.

3.3 Una mezcla de gases de He y Ne se recogió sobre agua a 28° C y 745 mmHg. Si la presión parcial de He es de 368 mmHg, ¿cuál es la presión parcial del Ne si la presión de vapor de agua a 28° C es de 28,3 mmHg?

### 4. Estequiometría de los gases

4.1 La ecuación para la degradación metabólica de la glucosa C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub> es la misma que la ecuación para la combustión de glucosa en aire.



Calcule el volumen de CO<sub>2</sub> producido a 37°C y 1 atm cuando se consumen 5,6 g de glucosa en la reacción.

4.2 Qué masa de cloruro de amonio NH<sub>4</sub>Cl(s) se formó cuando se mezclaron 73 g de amoníaco (NH<sub>3</sub>) con una masa igual de ácido clorhídrico (HCl).

¿Cuál es el volumen del gas remanente medido a 14°C y 752 mmHg?

¿De qué gas se trata?

## Trabajo Práctico N° 5

### Ejercicios complementarios:

1. Convertir 1 atm a: mmHg, torr, Pa, HPa
2. Convertir 732 mmHg a: atm y KPa
3. Una masa de gas ocupa un volumen de 240 mL a una presión de 1,25 atm, ¿cuál será el cambio de volumen si la presión fuera llevada a 0,75 atm a la misma temperatura?
4. La tabla siguiente resume valores de presión y volumen de una muestra de gas a una temperatura constante:

Volumen (L)	Presión (mmHg)
1,381	724
1,151	869
1,052	951
1,002	998
0,813	1230
0,528	1893
0,444	2250

- a) Graficar P versus V. ¿Qué nombre recibe la curva obtenida?
  - b) Graficar P versus 1/V
5. Una pequeña burbuja se eleva desde el fondo de un lago, donde la presión y la temperatura son 6,4 atm y 8°C respectivamente, hasta la superficie del agua, donde la temperatura es 25°C y la presión 1 atm. Calcule el volumen final (en mL) de la burbuja si su volumen inicial fue 2,1 mL.
  6. Un químico ha sintetizado un compuesto gaseoso amarillo verdoso de cloro y oxígeno y determina su densidad 7,71 g/L a 36°C y 2,88 atm. Calcule la masa molar del compuesto y determine su fórmula molecular.
  7. Suponiendo que no hay cambios en la presión y temperatura, calcule el volumen de O<sub>2</sub> (en L) requerido para la combustión completa de 14,9 L de butano (C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>)  
$$2 \text{C}_4\text{H}_{10(g)} + 13 \text{O}_{2(g)} \longrightarrow 8 \text{CO}_{2(g)} + 10 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$$
  8. Una mezcla de gas natural contiene 8,24 mol de metano (CH<sub>4</sub>) 0,421 mol de etano (C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>) y 0,116 mol de propano (C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>). Si la presión total de los gases es 1,27 atm, ¿cuáles son las presiones parciales de los gases?

## TRABAJO PRÁCTICO N° 6

### TERMOQUÍMICA

#### 1. CALORIMETRÍA

- 1.1 El Calor específico del amoníaco es 1,047 cal/(g °C) a – 60°C.  
Calcular la cantidad de calor necesaria para aumentar la temperatura de 2,10 moles de esa sustancia, desde -60 hasta - 47°C.
- 1.2 Calcular la cantidad de calor liberado en KJ por 366g de Hg cuando se enfría desde 77°C hasta 12°C.
- 1.3 Una muestra de 0,1375 g de Mg sólido se quema en una bomba calorimétrica a V = cte que tiene una capacidad calorífica de 1.769 J/°C.  
El calorímetro contiene exactamente 300 g de agua y el aumento de la temperatura es de 1,126°C. Calcule el calor liberado por la combustión del Mg en KJ/g y en KJ/mol.
- 1.4 Una muestra de 200 mL de HCl 0,862 M se mezcla con 200 mL de Ba(OH)<sub>2</sub> 0,431 M en un calorímetro a P= cte, que tiene una capacidad calorífica de 453 J/°C. La temperatura inicial de la disolución de HCl e Ba(OH)<sub>2</sub> es la misma, 20,48°C.

Para el proceso: 
$$\text{H}^+(\text{ac}) + \text{OH}^-(\text{ac}) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$$

El calor de neutralización es -56,2 KJ, ¿cuál es la temperatura final de la disolución mezclada?

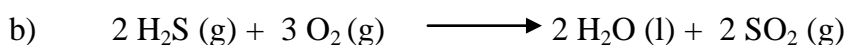
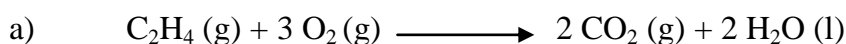
- 1.5 Calcular el calor necesario para fundir totalmente 1,12 moles de hielo de 0°C, hasta agua líquida a 0°C



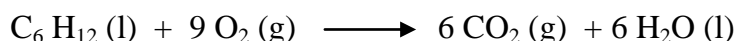
- 1.6 Calcular el calor necesario para transformar 2,2 moles de agua líquida a 80°C en vapor de agua a 100°C. El calor específico medio del agua, en este intervalo de temperaturas, es de 1,0045 cal/(g °C); el calor de vaporización del agua es de 539,6 cal/g.
- 1.7 Calcular el calor necesario (en kcal) para transformar 3 kg de vapor de agua a 150°C hasta hielo a -20°C.

#### 2. ENTALPÍA ESTÁNDAR DE FORMACIÓN Y DE REACCIÓN

- 2.1 Calcule el calor de combustión para cada una de las siguientes reacciones a partir de las entalpías estándar de formación que se encuentran en el apéndice 3 del libro Química de R. Chang.

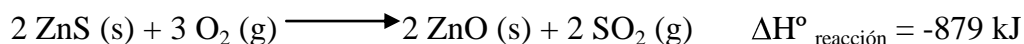


2.2 A partir de las entalpías estándar de formación calcule el  $\Delta H^\circ_{\text{reacción}}$  para la reacción



Para el  $\text{C}_6 \text{H}_{12} (\text{l})$  el  $\Delta H^\circ_f = 151,1 \text{ kJ/mol}$

2.3 El primer paso en la recuperación industrial de Zn a partir del mineral ZnS es el proceso de tostado es decir la conversión de ZnS en ZnO por calentamiento.

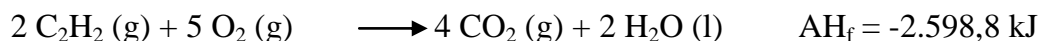
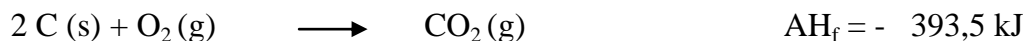


Calcule el calor liberado en kJ/g de ZnS tostado.

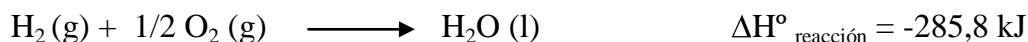
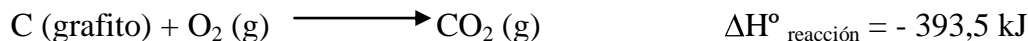
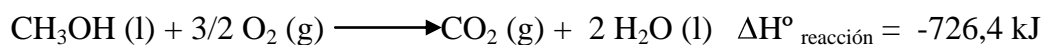
2.4 Calcular la entalpía estándar de formación del acetileno  $\text{C}_2\text{H}_2$  a partir de sus elementos:



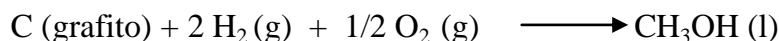
Las ecuaciones a utilizar son:



2.5 A partir de los siguientes calores de combustión



Calcule la entalpía de formación del metanol  $\text{CH}_3\text{OH}$  a partir de sus elementos



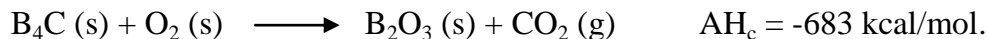
2.6 Calcular la entalpía  $\Delta H_f$  (contenido calorífico) de formación de la cianamida  $\text{CH}_2\text{N}_2$  a partir de su entalpía de combustión que es de  $\Delta H_c = - 177,2 \text{ kcal/mol}$ .  
La reacción de la combustión es:



Calcular:  $C(s) + H_2(g) + N_2(g) \longrightarrow CH_2N_2$   $\Delta H_f = ?$

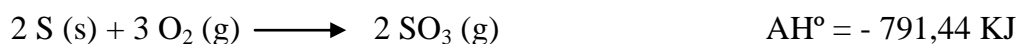
2.7 Calcular la entalpía de formación estándar del carburo de boro ( $B_4C$ ), a partir de la entalpía de combustión que es de  $-683,3$  kcal/mol.

La reacción de la combustión es:



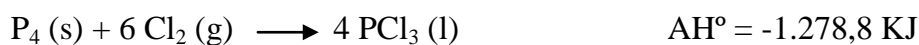
Calcular:  $4B(s) + C(s) \longrightarrow B_4C(s)$   $\Delta H_f = ?$

2.8 La fabricación industrial de ácido sulfúrico se realiza en dos etapas. La primera es la combustión del azufre y la segunda la oxidación del dióxido de azufre a trióxido de azufre. A partir de las entalpías de reacción estándar:



Calcular la entalpía de reacción de la oxidación de dióxido de azufre a trióxido de azufre, en la reacción:  $2 SO_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2 SO_3(g)$

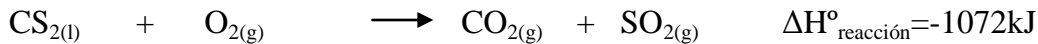
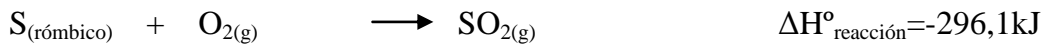
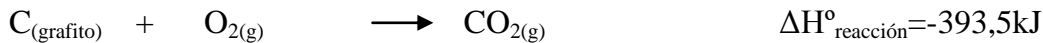
2.9 Calcular la entalpía de la reacción  $P_4(s) + 10 Cl_2(g) \longrightarrow 4 PCl_5(s)$  a partir de las reacciones:



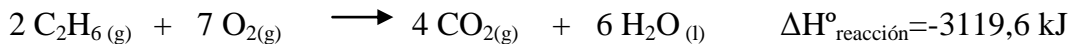
## Trabajo Práctico N° 6

### Ejercicios complementarios:

1. Una barra de hierro cuya masa es de 869 g se enfría desde 94°C hasta 5°C. Calcule la cantidad de calor liberada (en kJ) por el metal.
2. Calcular en calor total (en kJ) para calentar 10 moles de Zn desde 25K hasta 1100K. Datos para el Zn:  $T_{\text{fusión}} = 692, \text{ K}$   $T_{\text{ebullición}} = 1180\text{K}$   $C_{p(\text{fusión})} = C_{p(\text{vaporización})} = 0,388 \text{ J g}^{-1} \text{ K}^{-1}$   
Calor de fusión=7,38kJ/mol                      Calor de vaporización= 115,3kJ/mol
3. Una muestra de 1,922g de metanol (CH<sub>3</sub>OH), se quemó en una bomba calorimétrica a volumen constante. Como consecuencia, la temperatura del agua se elevó 4,2°C. Si la cantidad de agua que rodea al calorímetro es exactamente 2000 g y la capacidad calorífica del calorímetro es 2,02 kJ/°C, calcule el calor molar de combustión del metanol.
4. Calcule la entalpía estándar de formación del disulfuro de carbono (CS<sub>2</sub>) a partir de sus elementos, tomando en cuenta que



5. Calcular la entalpía de formación del C<sub>2</sub>H<sub>6(g)</sub> sabiendo que:



6. El benceno (C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>) se quema en el aire para producir dióxido de carbono y agua líquida. Calcule el calor liberado (en kJ) por cada gramo de compuesto que reacciona con oxígeno. La entalpía estándar de formación del benceno es 49,04 kJ/mol.
7. Sugiera las ecuaciones apropiadas que permitan medir el valor de  $\Delta H^{\circ}_f$  de CaCl<sub>2(s)</sub> a partir de sus elementos. No es necesario hacer cálculos.

## TRABAJO PRÁCTICO N° 7

### TEORÍA CUÁNTICA Y LA ESTRUCTURA ELECTRÓNICA DE LOS ÁTOMOS

#### 1. PROPIEDADES DE LAS ONDAS: $u = \lambda \cdot \nu$

1.1 Calcule la velocidad de una onda cuya longitud de onda y frecuencia son 17,4 cm y 87,4 Hz

1.2 Calcule la frecuencia (en Hz) de una onda cuya velocidad y longitud de onda son 713 m/s y 1.14 m respectivamente.

#### 2. RADIACIÓN ELECTROMAGNÉTICA: $\nu = c/\lambda$ ;(1 nm = $1 \cdot 10^{-9}$ m); ( $c = 3 \cdot 10^8$ m/s)

2.1 La longitud de onda de la luz verde de un semáforo se sitúa alrededor de 522 nm. ¿Cuál es la frecuencia de esta radiación?

2.2 ¿Cuál es la longitud de onda (en metros) de una onda electromagnética cuya frecuencia es  $3,64 \cdot 10^7$  Hz?

#### 3. EFECTO FOTOELÉCTRICO: $E = h \cdot \nu = h \cdot c / \lambda$

3.1 Calcule la energía (en J) de:

- a) un fotón con una longitud de onda de  $5 \cdot 10^4$  nm (región infrarroja),
- b) un fotón con una longitud de  $5 \cdot 10^{-2}$  nm (región de los rayos X).

3.2 La energía de un fotón es  $5,87 \cdot 10^{-20}$  J, ¿cuál es su longitud de onda en nm?

#### 4. ESPECTRO DE EMISIÓN: $\Delta E = R_H [(1/n_i^2) - (1/n_f^2)]$ ; $\lambda = c / \nu = c \cdot h / \Delta E$

4.1 ¿Cuál es la longitud de onda (en nm) de un fotón emitido durante la transición desde el estado  $n_i = 6$  al estado  $n_f = 4$  en el átomo de H?

4.2 ¿Cuál es la longitud de onda de un fotón emitido durante la transición desde el estado  $n_i = 5$  al estado  $n_f = 2$  en el átomo de hidrógeno?

#### 5. NATURALEZA DUAL DEL ELECTRÓN: $\lambda = h / m \cdot v$

5.1 Calcule la longitud de onda asociada a una pelota de tenis de  $6 \cdot 10^{-2}$  kg que viaja a 62 m/s.

5.2 Calcule la longitud de onda asociada a un electrón que se mueve a 62 m/s y tiene una masa de  $9,1095 \cdot 10^{-31}$  kg.



## 6. ORBITALES ATÓMICOS

- 6.1 Proporcione una lista con los valores de  $n$ ,  $l$  y  $m_l$  para los orbitales del subnivel 4d.
- 6.2 ¿Cuál es el número total de orbitales asociados al número cuántico principal  $n = 3$ ?

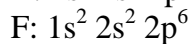
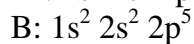
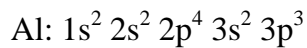
## 7. CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

- 7.1 Escriba los cuatro números cuánticos para un electrón en un orbital 3p.
- 7.2 Hacer un esquema con el orden de llenado de los subniveles atómicos en un átomo polieletrónico hasta el subnivel 7p.
- 7.3 Cuál es el número máximo de electrones que pueden estar presentes en el nivel principal para el que  $n = 3$  y para  $n = 4$ ?
- 7.4 Un átomo de O tiene 8 electrones. Escribir los cuatro números cuánticos para cada uno de los 8 electrones en su estado fundamental.  
Dibujar los electrones en las casillas cuánticas de Pauli.
- 7.5 Escriba un conjunto completo de números cuánticos para cada uno de los electrones del B.
- 7.6 Escriba la configuración electrónica del S ( $Z = 16$ )
- 7.7 Escriba la configuración electrónica del Pd ( $Z = 46$ )
- 7.8 Escriba la configuración electrónica del P ( $Z = 15$ )
- 7.9 El número atómico de un elemento es 73, ¿es diamagnético o paramagnético?
- 7.10 Indique el número de electrones no apareados presentes en cada uno de los siguientes elementos: B, Ne, P, Sc, Mn, Se, Kr, Fe, Cd, I, Pb.
- 7.11 Escriba las configuraciones electrónicas en el estado fundamental para los siguientes elementos: Ge, Fe, Zn, Ni, W, Tl

## Trabajo Práctico N° 7

### Ejercicios complementarios:

1. Un fotón tiene una longitud de onda de 624 nm. Calcule la energía del fotón en joules.
2. ¿Cuál es la longitud de onda (en nm) y la frecuencia (en Hz) de un fotón emitido por un átomo de hidrógeno cuando su electrón cae del nivel  $n = 4$  al de  $n = 2$ ?
3. ¿Cuál es la longitud de onda de De Broglie (en cm) asociada con una pelota de ping pong de 2,5g que viaja a 56,33 km/h?
4. Un electrón de un cierto átomo está en el nivel cuántico  $n = 2$ . Enumere los valores posibles de  $l$  y  $m_l$  que puede tener.
5. Las configuraciones electrónicas del estado fundamental que se muestran a continuación son incorrectas. Explique qué errores se han cometido en cada una y escriba las configuraciones correctas:



6. Escriba la configuración electrónica completa y abreviada del tecnecio en el estado fundamental.
7. Escriba la configuración electrónica completa y abreviada del selenio en el estado fundamental.
8. La configuración electrónica de un átomo neutro es:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ . Escriba el conjunto completo de números cuánticos para cada uno de los electrones. Identifique al elemento.



## Trabajo Práctico N° 8

### Ejercicios complementarios:

1. Escriba los símbolos de puntos de Lewis para los siguientes iones:

a)  $\text{Li}^+$  b)  $\text{Cl}^-$  c)  $\text{S}^{2-}$  d)  $\text{Sr}^{2+}$  e)  $\text{N}^{3-}$ .

2. Utilice los símbolos de Lewis para representar la formación del hidruro de bario.

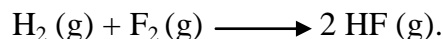
3. Escriba la estructura de Lewis para el ácido nítrico, en el cual los tres átomos de O están enlazados al átomo de N, en el centro, y el átomo H ionizable está enlazado a uno de los átomos de O.

4. El formaldehído ( $\text{CH}_2\text{O}$ ) es un líquido de olor desagradable. Dibuje la estructura de Lewis más probable para este compuesto.

5. Dibuje la estructura de Lewis para el  $\text{BeF}_2$ .

6. Dibuje la estructura de Lewis para el  $\text{AsF}_5$ .

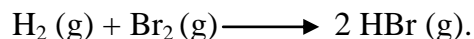
7. Determine la entalpía de la reacción:



a) Utilizando el método directo (termoquímica).

b) Utilizando los datos de la tabla 9.4 del libro Química de R. Chang.

8. Determine la entalpía de la reacción:



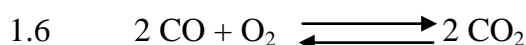
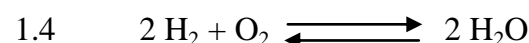
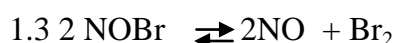
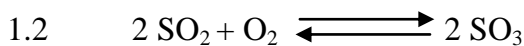
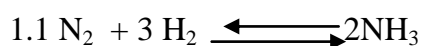
Utilizando los datos de energía de enlace de la tabla 9.4 del libro Química de R. Chang.

## TRABAJO PRÁCTICO N° 9

### EQUILIBRIO QUÍMICO

#### Constante de Equilibrio "K"

1. Escribir la constante de equilibrio para las siguientes ecuaciones químicas y sus inversas que se encuentran en estado gaseoso.



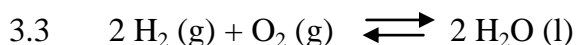
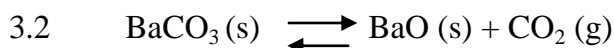
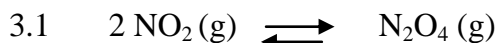
2.1 Calcular el valor de K a (1000 K) para la ecuación 1.1 si:

$$[N_2] = 1.03 \text{ mol/L}; \quad [H_2] = 1,62 \text{ mol/L}; \quad [NH_3] = 0,102 \text{ mol/L}$$

2.2 Expresar la constante de equilibrio en función de las presiones parciales usar la expresión:  $PV = n RT$

#### Equilibrio homogéneo y heterogéneo

3. Escribir la expresión de la constante de equilibrio para las ecuaciones:



#### Cálculo de la K de equilibrio y las concentraciones

4. Grado de descomposición del reactivo en el equilibrio = 14%  
Recipiente = 1 L. Temperatura = 230°C



conc. inicial [mol/L]      1                      0                      0

conc.equil. [mol/L]      .....                      .....                      .....

4.1 Calcular la concentración de c/u en el equilibrio

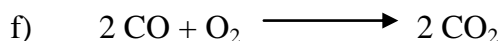
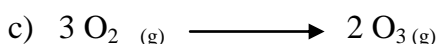
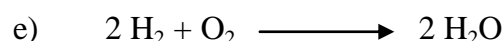
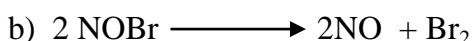
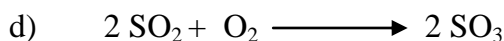
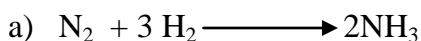
4.2 Calcular la K de equilibrio.



## CINÉTICA QUÍMICA

### Velocidad de reacción y estequiometría

9. Escriba las expresiones de velocidad para cada reacción en función de la desaparición de reactivos y aparición de productos.



### Ley de velocidad

10. Considere la reacción:  $\text{A} + \text{B} \longrightarrow \text{Productos}$

10.1 A partir de los siguientes datos obtenidos a cierta temperatura, determine el orden de reacción y calcule la constante de velocidad.

A (M)	B(M)	Velocidad (M/s)
1,5	1,5	$3,2 \times 10^{-1}$
1,5	2,5	$3,2 \times 10^{-1}$
3,0	1,5	$6,4 \times 10^{-1}$

10.2 Considere la reacción  $\text{A} \longrightarrow \text{B}$

La velocidad de la reacción es  $1,6 \times 10^{-2}$  M/s cuando la concentración de A es 0,35M. Calcular la constante de velocidad si la reacción es:

- a) de primer orden respecto de A
- b) de segundo orden respecto de A

### Relación entre concentración de reactivos y tiempo

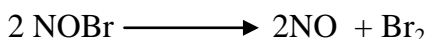
11.Cuál es la vida media de un compuesto si 75% de una muestra de este compuesto se descompone en 60 minutos. Suponga una cinética de primer orden.

12. La descomposición térmica de la fosfina  $\text{PH}_3$  en fósforo e hidrógeno molecular es una reacción de primer orden:  $4 \text{PH}_3 (\text{g}) \longrightarrow \text{P}_4 (\text{g}) + 6 \text{H}_2 (\text{g})$

La vida media de la reacción es 35 s a  $680^\circ\text{C}$ , calcular:

- a) La constante de velocidad de primer orden para la reacción.
- b) El tiempo requerido para que se descomponga el 95% de fosfina.

13. La constante de velocidad para la reacción de segundo orden es  $0,8/(\text{Mxs})$  a  $10^\circ\text{C}$



a) Empezando con una concentración de 0,086 M, calcule la concentración de NOBr después de 22 s

b) Calcule la vida media cuando  $[\text{NOBr}]_0 = 0,072 \text{ M}$  y cuando  $[\text{NOBr}]_0 = 0,054 \text{ M}$

**Constante de velocidad y su dependencia con la energía de activación y la temperatura.**

14. La variación de la constante de velocidad con la temperatura para la reacción de primer orden:



Está dada en la siguiente tabla. Determine gráficamente la energía de activación para la reacción.

T (K)	k (s <sup>-1</sup> )
298	$1,74 \times 10^{-5}$
308	$6,61 \times 10^{-5}$
318	$2,51 \times 10^{-4}$
328	$7,59 \times 10^{-4}$
338	$2,4 \times 10^{-3}$

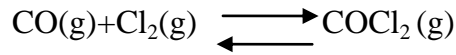
15. La constante de velocidad para una reacción de primer orden es  $4,6 \times 10^{-4} \text{ s}^{-1}$  a  $350^\circ\text{C}$ . Si la energía de activación es  $104 \text{ kJ/mol}$ , calcule la temperatura a la cual la constante de velocidad será  $8,8 \times 10^{-4} \text{ s}^{-1}$ .



## Trabajo Práctico N° 9

### Ejercicios complementarios:

1. El cloruro de carbonilo ( $\text{COCl}_2$ ), también llamado fosgeno, es un gas venenoso. Las concentraciones en el equilibrio a  $74^\circ\text{C}$  para la reacción entre monóxido de carbono y cloro molecular que produce cloruro de carbonilo



son:  $[\text{CO}] = 1,2 \times 10^{-2} \text{ M}$ ,  $[\text{Cl}_2] = 0,054 \text{ M}$  y  $[\text{COCl}_2] = 0,14 \text{ M}$

a) Calcule el valor de  $K_c$

b) Calcule el valor de  $K_p$

2. Considere el equilibrio a  $295 \text{ K}$ :  $\text{NH}_4\text{HS(s)} \rightleftharpoons \text{NH}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{S(g)}$   
La presión parcial de cada gas es  $0,265 \text{ atm}$ .

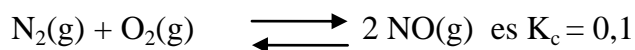
a) Calcule el valor de  $K_p$

b) Calcule el valor de  $K_c$

3. Una mezcla de  $0,0623 \text{ mol}$  de  $\text{H}_2$ ,  $0,00414 \text{ mol}$  de  $\text{I}_2$  y  $0,0224 \text{ mol}$  de  $\text{HI}$  se coloca en un recipiente de acero de  $1 \text{ L}$  de volumen a  $430^\circ\text{C}$ . La constante de equilibrio  $K_c$  para la reacción:

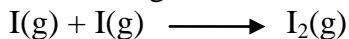
$\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(\text{g})$  es  $54,3$  a esa temperatura. Calcule las concentraciones de  $\text{H}_2$ ,  $\text{I}_2$  e  $\text{HI}$  en el equilibrio.

4. A  $2000^\circ\text{C}$ , la constante de equilibrio de la reacción:



Si se colocan  $0,5 \text{ mol}$  de  $\text{N}_2(\text{g})$  y  $0,5 \text{ mol}$  de  $\text{O}_2(\text{g})$  en un volumen de  $1 \text{ L}$ . Calcular la concentración de todas las especies en el equilibrio.

5. En fase gaseosa los átomos de yodo se combinan para formar yodo molecular:



Esta reacción sigue una cinética de segundo orden y el valor de la constante de velocidad es de  $7,0 \times 10^9 / (\text{Mxs})$  a  $23^\circ\text{C}$ . a) Si la concentración inicial de  $\text{I}(\text{g})$  era de  $0,086 \text{ M}$ , calcule la concentración después de  $2 \text{ min}$ . b) Calcule la vida media de la reacción si la concentración inicial de  $\text{I}(\text{g})$  es de  $0,6 \text{ M}$  y si es de  $0,42 \text{ M}$ .

6. La constante de velocidad de segundo orden de la descomposición del óxido nitroso ( $\text{N}_2\text{O}$ ) en una molécula de nitrógeno y un átomo de oxígeno se ha medido a diferentes temperaturas:

k( 1/Mxs)	t(°C)
1,87x10-3	600
0,0113	650
0,0569	700
0,244	750

Determine en forma gráfica el valor de la energía de activación para la reacción.

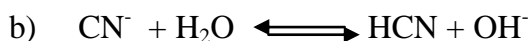
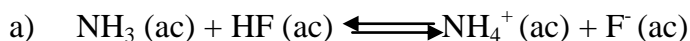
7. La constante de velocidad de una reacción de primer orden es  $3,46 \times 10^{-2} \text{ s}^{-1}$  a 298K. ¿Cuál es la constante de velocidad a 350 K si la energía de activación para la reacción es 50,2 kJ/mol?

## TRABAJO PRÁCTICO N° 10

### ÁCIDOS y BASES

#### 1. Ácidos y Bases de Bronsted

Identifique los pares conjugados ácido-base de la reacción:



#### 2. Propiedades ácido bases del agua $K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1.10^{-14}$

a) La  $[\text{OH}^-]$  en cierta disolución amoniacal para limpieza doméstica es 0,0025 M. Calcular la  $[\text{H}^+]$

b) La  $[\text{H}^+] = 1,3 \text{ M}$  en una disolución de HCl. Calcular la  $[\text{OH}^-]$

#### 3. pH $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$ $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$ $\text{pH} + \text{pOH} = 14$

a) La concentración de iones  $\text{H}^+$  en un vino de mesa fue de  $3,2 \cdot 10^{-4} \text{ M}$  inmediatamente después de haberla destapado. Sólo se consumió la mitad del vino. Se encontró que la otra mitad, después de haber permanecido expuesta al aire durante un mes, tuvo una concentración iones hidrógeno igual a  $1 \times 10^{-3} \text{ M}$ .

Calcular el pH y pOH del vino en estas dos condiciones.

b) El ácido nítrico  $\text{HNO}_3$  se utiliza en la producción de fertilizantes, colorantes, fármacos, y explosivos. Calcule el pH y pOH de una disolución de ácido nítrico cuya concentración de iones hidrógeno es 0,76 M.

c) El pH del agua de lluvia en Oberá fue de 4,82 cierto día. Calcular la  $[\text{H}^+]$

d) El pH en el jugo de naranja fue de 3,33. Calcular la  $[\text{OH}^-]$

e) La  $[\text{OH}^-] = 2,5 \times 10^{-7} \text{ M}$  en una muestra de sangre. ¿Cuál es el pH de la sangre?

#### 4. Ácidos y Bases Fuertes (tabla 15.2)

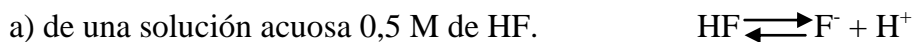
Calcule el pH de:

a) Una disolución de 0,003 M de HCl

b) Una disolución de 0,02 M de  $\text{Ba}(\text{OH})_2$

### 5. Ácidos Débiles y Ka (tabla 15.3)

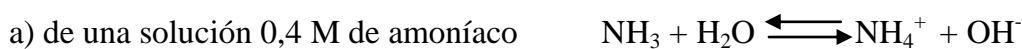
Calcular el pH de las siguientes soluciones acuosas a 25°C



c) 2,39 es el pH en el equilibrio de una disolución 0,1M de HCOOH ácido fórmico.  
Calcular Ka

### 6. Bases Débiles y Kb (tabla 15.4)

Calcular el pH de las siguientes soluciones acuosas a 15 °C :

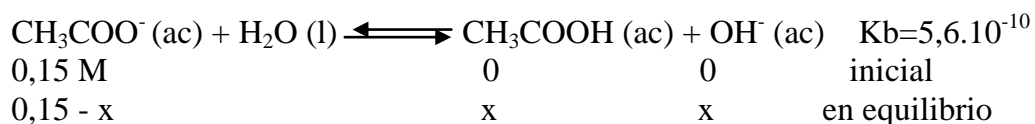
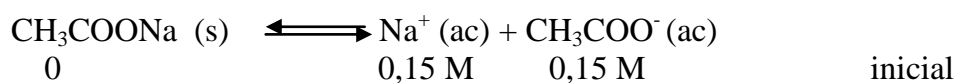


b) de una solución 0,15 M de amoníaco

### 7. Propiedades Ácido Base de las Sales

Calcular el pH y el porcentaje de hidrólisis

a) de una disolución acuosa de 0,15 M de acetato de sodio



## Trabajo Práctico N° 10

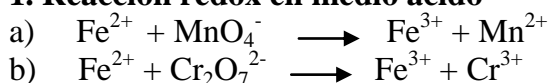
### Ejercicios complementarios:

1. Calcule el pH de una solución  $1,8 \times 10^{-2}$  M de  $\text{Ba}(\text{OH})_2$
2. ¿Cuál es el pH de una solución 0,122 M de un ácido monoprótico cuya  $K_a$  es  $5,7 \times 10^{-4}$ ?
3. Calcule el pH de una solución 0,26 M de metilamina (ver tabla 15.4 del libro Química de R. Chang).
4. Calcule el pH de una solución de formiato de sodio ( $\text{NaCOOH}$ ) 0,24 M
5. Prediga si cada una de las siguientes soluciones será ácida, básica o neutra:  
a)  $\text{NH}_4\text{I}$       b)  $\text{CaCl}_2$       c)  $\text{KCN}$       d)  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$
6. El pH de una solución 0,06 M de un ácido débil monoprótico es 3,44. Calcule  $K_a$  del ácido.
7. Calcule el pH de una solución de etilamina ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$ ) 0,5 M sabiendo que  $K_b = 5,6 \times 10^{-4}$
8. Calcular el pH de una solución 0,375 M de ácido acetilsalicílico (aspirina) con  $K_a = 3,0 \times 10^{-4}$

## TRABAJO PRÁCTICO N° 11

### ELECTROQUÍMICA

#### 1. Reacción redox en medio ácido



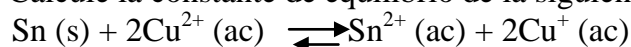
#### 2. Potenciales estándar del electrodo (ver tabla 19.1)

- a) Predecir lo que sucederá si se añade bromo molecular ( $\text{Br}_2$ ) a una disolución que contenga  $\text{NaCl}$  y  $\text{NaI}$  a  $25^\circ\text{C}$ . Suponga que todas las especies están en su estado estándar.
- b) ¿El  $\text{Sn}$  puede reducir al  $\text{Zn}^{2+}$  (ac) en condiciones estándar? ¿Por qué?
- c) Una celda galvánica consta de un electrodo de  $\text{Mg}$  en una disolución 1 M de  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$  y un electrodo de  $\text{Ag}$  en una disolución 1M de  $\text{AgNO}_3$ . Calcular la fem estándar de esta celda electroquímica a  $25^\circ\text{C}$ .
- d) Cuál es la fem estándar de una celda electroquímica que consta de un electrodo de  $\text{Cd}$  en una disolución 1 M de  $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$  y un electrodo de  $\text{Cr}$  en una disolución 1 M de  $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$

#### 3. Espontaneidad de las reacciones redox $F = 96500 \text{ C/mol}$

$$E^\circ_{\text{celda}} = RT (\ln K) / nF \quad \Delta G^\circ = -RT (\ln K) = -nF (E^\circ_{\text{celda}})$$

- a) Calcule la constante de equilibrio de la siguiente reacción a  $25^\circ\text{C}$



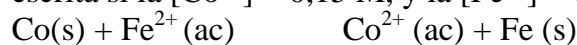
- b) Encuentre el cambio de energía libre ( $\Delta G^\circ$ ) para la siguiente reacción a  $25^\circ\text{C}$ :



#### 4. Efecto de la concentración en la fem de la celda $\Delta G = -nF(E_{\text{celda}})$

$$E = E^\circ - 0,0257 \text{ V} (\ln Q) / n \quad (\text{ecuación de Nernst a } 25^\circ\text{C})$$

- a) Prediga si la siguiente reacción procederá espontáneamente a 298 K tal como está escrita si la  $[\text{Co}^{2+}] = 0,15 \text{ M}$ , y la  $[\text{Fe}^{2+}] = 0,68 \text{ M}$



- b) La reacción:  $\text{Cd}(\text{s}) + \text{Fe}^{2+} (\text{ac}) \longrightarrow \text{Cd}^{2+} (\text{ac}) + \text{Fe} (\text{s})$

¿se producirá espontáneamente a  $25^\circ\text{C}$ , dado que  $[\text{Fe}^{2+}] = 0,6 \text{ M}$  y  $[\text{Cd}^{2+}] = 0,01 \text{ M}$ ?

#### 5. Electrólisis $PV = nRT \quad (R = 0,082 \text{ lt.atm} / \text{mol } ^\circ\text{k}) \quad (1\text{C} = 1\text{A.s})$

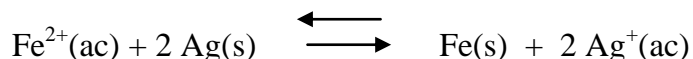
- a) Una corriente de 1,26 A se pasa a través de una celda electrolítica que contiene una disolución de ácido sulfúrico diluido durante 7,44 hs. Escriba las reacciones de la semicelda y calcule el volumen de los gases generados a TPE.

## Trabajo Práctico N° 11

### Ejercicios complementarios:

1. Escriba la ecuación iónica balanceada para representar la oxidación del ión yoduro (I<sup>-</sup>) por el ión permanganato (MnO<sub>4</sub><sup>-</sup>) en una solución básica para formar yodo molecular (I<sub>2</sub>) y óxido de manganeso (IV) (MnO<sub>2</sub>).

2. Calcule la constante de equilibrio de la siguiente reacción a 25°C:



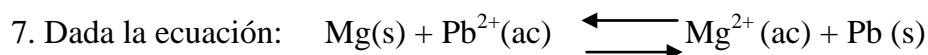
3. Encuentre el cambio de energía libre (ΔG°) para la siguiente reacción a 25°C:



4. ¿Cuál es la fem de una celda que está formada por una semicelda de Cd/Cd<sup>2+</sup> y una semicelda de Pt/H<sub>2</sub>/H<sup>+</sup>, si [Cd<sup>2+</sup>] = 0,2 M, [H<sub>2</sub>] = 0,16M y P<sub>H<sub>2</sub></sub> = 0,8 atm?

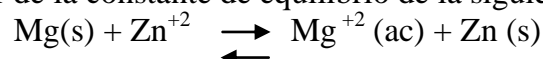
5. Se hace pasar una corriente constante a través de una celda electrolítica que contiene MgCl<sub>2</sub> fundido durante 18 horas. Si se obtienen 4,8 x 10<sup>5</sup> g de Cl<sub>2</sub>, ¿cuál es la corriente en amperes?

6. Se electroliza una solución acuosa de Mg(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>. ¿Cuáles son los productos gaseosos en el ánodo y en el cátodo?



Calcule: a) ΔG° en kJ    b) Kc a 25°C

8. ¿Cuál es el valor de la constante de equilibrio de la siguiente reacción a 25°C?



## TRABAJO PRÁCTICO N° 12

### QUÍMICA ORGÁNICA

1. Escribir la fórmula desarrollada de los compuestos siguientes:
  - a) 2,3,5-trimetil-4-propilheptano
  - b) 4-etil-1,1-dimetiloctano
  - c) 2-metilciclohexano
  - d) ácido p-nitrobenzoico
  - e) 1,2-etanodiol
  - f) 3-heptanona
  - g) 2-propilpentanal
  
2. De un nombre según IUPAC a los siguientes compuestos:
  - a)  $\text{CH}_3\text{CHO}$
  - b)  $(\text{CH}_3)_2\text{CHCH}_2\text{CHO}$
  - c)  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CHClCHO}$
  - d)  $(\text{CH}_3)_2\text{CHCOCH}_3$
  - e)  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COC}_6\text{H}_5$
  - f)  $\text{H}_2\text{C}=\text{CHCOCH}_3$
  
3. Escribir todos los isómeros posibles del pentanol (Alcohol Amílico)  
Asignarles nombre y clasificarlos según:
  - a) la isomería de cadena
  - b) la isomería de posición
  - c) el tipo de función alcohólica
  
4. Nombrar los siguientes compuestos y marcar con x los polialcoholes:
  - a)   $\text{CH}_3\text{CHOHCHOHCH}_3$
  - b)   $\text{CH}_2\text{OH}(\text{CH}_2)_4\text{CH}_3$
  - c)   $\text{CH}_2\text{OH}(\text{CHOH})_4\text{CH}_2\text{OH}$
  - d)   $\text{CH}_3\text{CHOHCOOH}$

e) Con los prefijos sec y ter se determina si el alcohol es secundario o terciario, respectivamente. Escribir la fórmula desarrollada del sec-butanol y ter-butanol. ¿Son isómeros? ¿Cuáles son sus nombres según IUPAC?
  
5. Escribir la fórmula desarrollada de dos éteres, ambos con 6 átomos de carbono en su molécula, siendo uno de ellos simple y el otro mixto. Nombrar ambos compuestos.
  
6. Metano-oxi-propano y éter dietílico son denominaciones correspondientes a:
  - la misma sustancia
  - distintas sustancias
  - isómeros
  - isómeros de cadena
  - isómeros funcionales
  
7. Escribir la fórmula desarrollada de:



- a) etanol
  - b) m-cloro-benzaldehído
  - c) formaldehído
  - d) una cetona simétrica y otra asimétrica, ambas de 7 átomos de carbono.
  - e) Difenil-cetona
8. La metil-butanona y la 2-pentanona son isómeros de:
- a) Cadena
  - b) Posición
  - c) cadena y posición
  - d) todas las respuestas son correctas
9. Escribir las fórmulas desarrolladas y los nombres de los siguientes ácidos, de acuerdo con las características que para cada uno de ellos se indica:
- a) ácido cáprico: monocarboxílico, con cadena normal de 6 átomos de carbono.
  - b) ácido adípico: dicarboxílico, también con cadena normal de 6 átomos de carbono.
  - c) ácido cinámico: anillo bencénico, con cadena lateral de 3 átomos de carbono en la cual hay un doble enlace entre átomos de carbono y un carboxilo.
  - d) ácido glicérico: obtenido por oxidación de una de las funciones alcohólicas primarias de la glicerina.
  - e) ácido crotónico: monocarboxílico, con cadena de 4 átomos de carbono, con doble ligadura central.
  - f) ácido mandélico: en la cadena lateral, de dos átomos de carbono, de un anillo bencénico, hay una función alcohol y una función ácido.
10. Dadas las sustancias caracterizadas por las fórmulas moleculares:
- a)   $\text{CH}_2\text{OH}-\text{CHOH}-\text{CHOH}-\text{COOH}$
  - b)   $\text{CH}_2\text{OH}-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2\text{OH}$
  - c)   $\text{CH}_3-\text{COH}=\text{COH}-\text{CH}_3$
  - d)   $\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_3$

¿Cuáles evidenciarán isomería geométrica del tipo cis-trans? Marcar con una x.  
Fundamentar la respuesta, expresando los requisitos indispensables para que exista la isomería geométrica.

## Trabajo Práctico N° 12

### Ejercicios complementarios:

1. Dibuje todos los isómeros posibles para la molécula:  $C_4H_8$ . Nómbralos.
2. Escriba la fórmula desarrollada de:
  - a) 3,3-dimetilpentano
  - b) 1,3-dietilciclohexano
3. De un nombre según IUPAC a los siguientes compuestos:
  - a)  $CH_3CH_2COH$
  - b)  $CH_3CH_2CH(NH_2)CH_2CH_3$
4. Dada la fórmula  $C_3H_8O$ . Escribir la fórmula desarrollada de 2 isómeros de función, y nombrarlos.
5. Escribir la fórmula desarrollada de: a) 1,3-Diamino-2-clorohexano      b) Trifenol vecinal
6. Dé un nombre según IUPAC a los siguientes compuestos:
  - a)  $CH_3CH_2CH(CH_2CH_2COOH)$
  - b)  $CHO(CH_2)_6CHO$
7. Escriba la fórmula desarrollada de una amina secundaria cuya fórmula molecular es:  $C_4H_9NH_2$   
Nómbrala.
8. Escriba la fórmula desarrollada de un alcohol terciario cuya fórmula molecular es:  $C_4H_9OH$ . Nómbralo.

## **Bibliografía**

Química -Séptima edición (Raymond Chang).

Química y elementos de Físico-Química (Ramón Bonaterra).

Chemistry exam file (LeRoy A. editor).