

Guía de estudio semipresencial

# Química Inorgánica

Facultad de Ciencias Ambientales y Agrícolas

*Ing. Gustavo Adolfo González Dardón*



Universidad  
Rafael Landívar  
Tradición Jesuita en Guatemala

## PRESENTACIÓN

Estimado Estudiante:

La presente guía de estudio ha sido elaborada por un profesional especialista en la materia, dirigida a usted y fundamentalmente para apoyar su proceso de formación en la carrera universitaria que ha elegido.

El éxito en sus estudios requiere dedicación, esfuerzo y constancia, los cuales se fundamentan del trabajo en el aula y el desarrollo de otras actividades fuera de ella. En este sentido, tiene en sus manos una herramienta de apoyo didáctico para la organización y retroalimentación de los contenidos del curso.

La guía de Química Inorgánica, elaborada por el Ing. Gustavo Adolfo González Dardón está diseñada a partir de los contenidos que se desarrollarán en el curso y plantea actividades de reflexión, análisis y ejercitación, con el fin de afianzar y ampliar los conocimientos obtenidos.

Al final de la guía encontrará una hoja que deberá entregar a su Coordinador(a) Académico (a) para comentar con autoridades y los productores sobre su experiencia en el uso de la misma.

Es por ello que le motivamos a realizar con mucho entusiasmo cada una de las actividades diseñadas, lo que redundará en un mejor desempeño académico.

Ing. Luis Felipe Calderón Bran  
Coordinador de Campus y Sedes Regionales  
Facultad de Ciencias Ambientales y Agrícolas  
Universidad Rafael Landívar

## **INTRODUCCIÓN**

La Química es la parte de la ciencia que se encarga del estudio de la materia y de los cambios que sufre.

Como estudiantes, ya han tenido un primer contacto con ella por el curso de Introducción a la Química. Esta nueva guía se ha planteado como una continuación al amplio campo de la Química, que pueda servir para que el estudiante relacione la Química y sus aplicaciones con situaciones que encontrara en su vida profesional como Ingeniero Agrónomo.

Por ejemplo el concepto de pH aplicado a análisis de suelo le indicara la facilidad o dificultad de absorción de nutrientes por parte de las plantas.

Para diseñar planes de fertilización, el Ingeniero Agrónomo debe conocer las cantidades de elementos presentes en el suelo que va a utilizar para cultivar y el contenido de nutrientes de los fertilizantes y para esto utilizara las unidades de medidas de concentración como partes por millón y porcentaje en peso o porcentaje en volumen.

En la parte de nomenclatura el estudiante encontrara sustancias que son componentes de fertilizantes o nutrientes para las plantas como los fosfatos y nitratos.

## ESTIMADO ESTUDIANTE

Lea las siguientes orientaciones que le ayudarán a obtener un mejor aprovechamiento del curso.

Antes de iniciar cada

### Unidad...

Dentro de la corriente constructivista se hace énfasis en que para lograr el *aprendizaje significativo*, se debe partir de los aprendizajes previos -presaberes- del estudiante. Inicie usted su nueva unidad verificando qué sabe de ella, qué actitudes manejará respecto del contenido y qué habilidades y destrezas ya posee. Esto contribuirá indudablemente a lograr un mejor nivel de aprendizaje.

Antes de realizar cada

### Actividad...

Para la realización de estas actividades es necesario combinar el trabajo en grupo e individual. De acuerdo al constructivismo social de Vygotsky es preferible iniciar el trabajo en grupo -aprendizaje cooperativo-, y luego pasar a la actividades individuales. Su docente organizará grupos (de 3-5 estudiantes) para que realicen los casos-problemas y luego de la puesta en común de las respuestas trabajarán individualmente las actividades, bajo la guía del docente.

Antes de realizar cada

### Autoevaluación...

La Autoevaluación es una fase indispensable en todo proceso de aprendizaje y con mayor razón en este curso. Las preguntas que usted conteste le permitirán analizar qué tanto ha asimilado de los principales temas y en cuáles necesita reforzar.

Al final de esta guía usted encontrará 1 hoja de evaluación sobre este material, al finalizar el curso respóndala y entréguela a su docente.

## PRESENTACIÓN GENERAL DEL CURSO

El curso de Química Inorgánica se divide en cinco unidades que son:

### ***Unidad No. 1: Nomenclatura Química***

En esta unidad se presenta un refuerzo de los diferentes sistemas de nomenclatura química que se utilizan para asignar nombres a los compuestos inorgánicos incluyendo ácidos y bases.

### ***Unidad No. 2: Determinación de Fórmulas y Cálculos Estequiométricos.***

Aquí se abarcan los conceptos básicos para la determinación de fórmulas empíricas y moleculares. También se estudiará cómo interactúan las sustancias para dar origen a nuevas sustancias y los cálculos matemáticos resultantes de esta interacción para poder predecir productos y rendimientos.

### ***Unidad No. 3: Soluciones y Unidades de Concentración***

El contenido de la unidad se centra sobre los conceptos fundamentales de solución química y las diferentes unidades que se utilizan para expresar la concentración de la misma.

### ***Unidad No. 4: Energía Química.***

En esta unidad se revisará la energía relacionada con las reacciones químicas.

### ***Unidad No. 5: Equilibrio Químico.***

Aquí se revisarán los conceptos relacionados con el equilibrio químico.

## PROGRAMA OFICIAL DEL CURSO



UNIVERSIDAD RAFAEL LANDIVAR  
Facultad de Ciencias Ambientales y Agrícolas  
Programa Química Inorgánica

**CARRERA:** Licenciatura en Ciencias Agrícolas con Énfasis en Cultivos Tropicales  
**ÁREA:** Ciencias Básicas  
**COORDINADOR DE ÁREA:**  
**CATEDRÁTICO TITULAR:**  
**CATEDRÁTICO AUXILIAR:**  
**E-MAIL:**  
**CICLO ACADÉMICO:**  
**AÑO:**  
**SEMESTRE:**  
**JORNADA:** Fin de semana

### I. DATOS GENERALES DEL CURSO:

**Código:** 202  
**Ciclo de la carrera:**  
**Créditos:** 4      **Teóricos:** 2      **Prácticos:** 2  
**Horario:**  
**Sede:**

Materias curriculares que se relacionan con el curso: Introducción a la Química, Química orgánica, Bioquímica, Fertilidad de Suelos y Nutrición Vegetal, Fisiología Vegetal, Agroindustria.

### II. DESCRIPCIÓN DEL CURSO:

El curso de Química Inorgánica incluye los conceptos fundamentales de la química que el estudiante utilizará en otros cursos aplicados donde se estudien temas relacionados con mayor profundidad. Se estudia las Relaciones de masa en las reacciones químicas, Energía Química, Equilibrio Químico, Nomenclatura de compuestos inorgánicos, las soluciones y unidades de concentración, y otros estrechamente vinculados con el enfoque agronómico.

### III. OBJETIVOS:

#### III.1 General:

Adquirir los conocimientos básicos necesarios para comprender el comportamiento de las sustancias basado en su estructura, composición, propiedades y transformaciones, relacionados con las ciencias ambientales y agrícolas.

#### III.2 Específicos:

III.2.1 Apropiarse de los diferentes sistemas para nombrar sustancias químicas.

III.2.2 Trabajar las soluciones y las unidades de concentración

III.2.3 Estudiar las relaciones de masa y reacciones químicas.

III.2.4 Dominar los principios de termodinámica y equilibrio químico.

III.2.5 Adquirir los conocimientos para cálculos estequiométricos y fórmulas.

### IV. CONTENIDO DEL CURSO (UNIDADES)

#### IV.1. Contenido Analítico Calendarizado

Unidad	Nombre de la Unidad	Fecha	Bibliografía
I	Nomenclatura Química Inorgánica		Capítulo 2 Ref. 1
	Refuerzo nomenclatura compuestos ternarios y cuaternarios	1 semana	
	Nomenclatura Ácidos y Bases	2 semana	
	Nomenclatura de Aniones y Cationes		
II	Determinación de Formulas y Cálculos Estequiométricos		Capítulo 2 y 3 Ref. 1
	Determinación de Formulas Empíricas	3 semana	
	Determinación de Formulas Moleculares.		
	Balanceo de Ecuaciones Químicas	4 semana	
	Cálculos Estequiométricos de Reactivos y Productos	5 semana	
	Reactivo Limitante	6 semana	
	Rendimiento de Reacción		
	PRIMER EXAMEN PARCIAL		

Unidad	Nombre de la Unidad	Fecha	Bibliografía
	Soluciones y Unidades de Concentración		
	Tipos de solución, Solute y Solvente	7 semana	
	% en Masa, % en Volumen y Partes por millón		
	Mol y Molaridad	8 semana	
	Peso Equivalente y Normalidad		
III	Cálculos de dilución, concentración y mezclas de soluciones	9 semana	Capítulo 4 y 15 ref.1
	Molalidad , fracción molar y Propiedades Coligativas	10 semana	
	Cálculo de pesos moleculares usando las propiedades coligativas		
	Valoración de Soluciones acido-base	11semana	
	pH y pOH	12 semana	
	Cálculos relacionados con pH		
IV	Energía Química		Capítulo 6 ref.1
	Cambios de energía en las Reacciones Químicas y entalpia, Reacciones Exotérmicas y Endotérmicas	13 semana	
	Capacidad Calorífica y calor específico		
	Calores de Formación	14 semana	
	Ley de Hess		
	La Entropía	15 semana	Capítulo 18 ref.1
	Energía Libre de Gibss	16 semana	
SEGUNDO EXAMEN PARCIAL			
	Equilibrio Químico		



Unidad	Nombre de la Unidad	Fecha	Bibliografía
V	Reacciones reversibles y equilibrio químico	17 semana	Capitulo 18 ref.1
	Cálculos de la constante de equilibrio		
	Cálculo de concentraciones en el equilibrio	18 semana	
	Relación entre cinética química y equilibrio químico		
	Factores que afectan el equilibrio químico	19 semana	
	Principio de Le Chatelier		
	EVALUACIÓN FINAL (1ª. Convocatoria)		
	Examen 2ª. Convocatoria		

#### IV.2. Contenido Analítico Ponderado

UNIDAD	TEMA	Períodos	%
I	Nomenclatura Química Inorgánica	6	9
II	Determinación de formulas y Cálculos estequiométricos	12	19
III	Soluciones y unidades de concentración	18	27
IV	Energía Química	12	19
V	Equilibrio Químico	9	13
	Prácticas de Laboratorio	3	4
	Evaluaciones	6	9
		66	100

#### IV.3. Laboratorio

No.	Tema	Fecha
1	Leyes Estequiométricas	
2	Preparación de soluciones	
3	Valoración de soluciones	

**V. METODOLOGÍA DE ENSEÑANZA APRENDIZAJE:**

No.	Metodología	Porcentaje (%)
1	Clases Integrales	40%
2	Investigaciones dirigidas	10%
3	Laboratorios prácticos	20%
8	Tareas y Comprobaciones de lectura (resolución de problemas)	30%

**VI. EVALUACIÓN:**

La nota mínima de aprobación es de 65 puntos.

VI.1.	Valor de la Zona	70 puntos
VI.1.1	Dos exámenes parciales (20 puntos c/u).	40 puntos
VI.1.2	Laboratorio	15 puntos
VI.1.3	Tareas, hojas de trabajo, evaluaciones cortas	15 puntos
VI.2	Evaluación final	30 puntos
	TOTAL	100 puntos

**VII REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS**

LIBRO DE TEXTO:

Chang, R. (1998). *Química*. (6ª. ed.). México: McGraw-Hill.

**VIII. BIBLIOGRAFÍA COMPLEMENTARIA:**

Choppin, G. y Bernard. J. (1970). *Química*. (7ª. ed.). México: Publicaciones Cultural S.A.

- QUÍMICA INORGÁNICA 4(2-2) Prerrequisitos: Introducción a la Química.

## CRONOGRAMA DE ACTIVIDADES

UNIDAD	SEMANA	TEMA
No. 1	1	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Refuerzo nomenclatura compuestos ternarios y cuaternarios</li> </ul>
	2	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Nomenclatura Ácidos y Bases</li> <li>• Nomenclatura de Aniones y Cationes</li> </ul>
No. 2	3	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Determinación de Fórmulas Empíricas</li> <li>• Determinación de Fórmulas Moleculares</li> </ul>
	4	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Balanceo de Ecuaciones Químicas</li> </ul>
	5	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Cálculos Estequiométricos de Reactivos y Productos</li> </ul>
	6	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Reactivo Limitante</li> <li>• Rendimiento de Reacción</li> </ul>
No. 3	7	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Tipos de solución, Solute y Solvente</li> <li>• % en Masa, % en Volumen y Partes por millón</li> </ul>
	8	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Mol y Molaridad</li> <li>• Peso Equivalente y Normalidad</li> </ul>
	9	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Cálculos de dilución, concentración y mezclas de soluciones</li> </ul>
	10	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Molalidad , fracción molar y Propiedades Coligativas</li> <li>• Cálculo de pesos moleculares usando las propiedades coligativas</li> </ul>
	11	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Valoración de Soluciones ácido-base</li> </ul>
	12	<ul style="list-style-type: none"> <li>• pH y POH</li> <li>• Cálculos relacionados con pH</li> </ul>
	13	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Cambios de energía en las Reacciones Químicas y entalpia, Reacciones Exotérmicas y Endotérmicas</li> <li>• Capacidad Calorífica y calor específico</li> </ul>
No. 4	14	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Calores de Formación</li> </ul>

		<ul style="list-style-type: none"> <li>• Ley de Hess</li> </ul>
	15	<ul style="list-style-type: none"> <li>• La Entropía</li> </ul>
	16	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Energía Libre de Gibbs</li> </ul>
No. 5	17	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Reacciones reversibles y equilibrio químico</li> <li>• Cálculos de la constante de equilibrio</li> </ul>
	18	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Cálculo de concentraciones en el equilibrio</li> <li>• Relación entre cinética química y equilibrio químico</li> </ul>
	19	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Factores que afectan el equilibrio químico</li> <li>• Principio de Le Chatelier</li> </ul>
Prácticas de Laboratorio en Campus Central	20	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Leyes Estequiométricas</li> <li>• Preparación de soluciones</li> <li>• Valoración de soluciones</li> </ul>

#### MODALIDAD DE TRABAJO

Unidades de la No.1 a la No.5

- Lectura.
- Actividades basadas en la lectura.

Prácticas de Laboratorio en Campus Central

- Lectura de la guía de laboratorio
- Actividades basadas en la lectura.

## Unidad No. 1

# NOMENCLATURA QUÍMICA INORGÁNICA

### Descripción:

La química tiene su propio lenguaje, a lo largo de su desarrollo se han descubierto miles y miles de compuestos y con ellos un gran número de nombres que los identifican. En la actualidad el número de compuestos sobrepasa los 13 millones, en respuesta a esto, a lo largo de los años los químicos han diseñado un sistema aceptado mundialmente para nombrar las sustancias químicas lo que ha facilitado el trabajo con la variedad de sustancias que existen y se descubren constantemente. Actualmente la IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada, en inglés *International Union of Pure and Applied Chemistry*) es la máxima autoridad en nomenclatura, la cual se encarga de establecer las reglas correspondientes para cada grupo de compuestos.

Una primera división de las sustancias es clasificarlas en orgánicas e inorgánicas. Las primeras tienen como base principal el átomo de carbono. Los inorgánicos son aquellos diferentes a los orgánicos. Para cada uno de estos grupos se han desarrollado sistemas de nomenclatura. Actualmente para los compuestos inorgánicos se aceptan tres sistemas o sub-sistemas de nomenclatura, estos son: el sistema de nomenclatura estequiométrico o sistemático, el sistema de nomenclatura funcional o clásico o tradicional y el sistema de nomenclatura stock. Estos tres sistemas nombran a casi todos los compuestos inorgánicos, siendo la nomenclatura tradicional la más extensa.

## SEMANA No. 1

### OBJETIVOS

Al finalizar esta sección, el estudiante podrá:

- Asignar un nombre a partir de una fórmula química de un compuesto ternario o cuaternario.
- Asignar una fórmula química a partir de un nombre para un compuesto terciario o cuaternario.

### CONTENIDO:

- Nomenclatura de compuestos ternarios.
- Nomenclatura de compuestos cuaternarios.



#### LECTURA No. 1

Por favor, proceda a leer el capítulo No. 2 del libro “Química” de Raymond Chang en su sección 2.7 y la página web

*Nomenclatura inorgánica:*

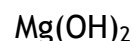
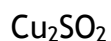
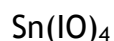
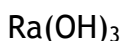
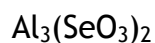
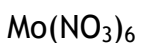
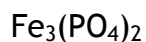
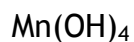
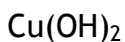
<http://usuarios.lycos.es/armandotareas/quimica/nomenclainorganica.pdf>

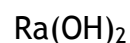
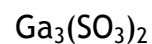
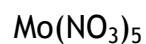
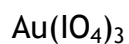
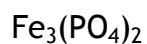
(Recuperada el 10-09-09)



#### ACTIVIDADES BASADAS EN LA LECTURA:

1. Por favor proceda a asignar nombre químico en los tres sistemas de nomenclatura a las siguientes fórmulas. En caso que considere que alguna fórmula no existe, debe indicar por qué.





2. Proceda a asignar una fórmula química a cada uno de los siguientes nombres e indique a que sistema de nomenclatura corresponde. Si alguno de los nombres contiene errores, indique cuales son:

Hidróxido Ferroso

Ácido Sulfuroso

Bromato Mercurioso

Penta Sulfato de Molibdeno

Clorato de Mercurio (I)

Fosfato de Circonio

Peryodato Cuproso

Yodito de Sodio

Hiponitrito Plúmbico

Sulfato Ácido de potasio

Hidróxido Auroso

Ácido Hiposulfuroso

Bromato de Aluminio

Tetra Sulfato de Molibdeno

Sulfito de Calcio

Seleniato de Zinc

Carbonato de Aluminio

Bromato de Plata

Tetranitrato de Titanio

Arseniato de Níquel (II)

### **REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS:**

Chang, R. (2002). *Química General*. (7ª. Edición). Colombia: McGraw-Hill.

*Nomenclatura Inorgánica*. Disponible en:

<http://usuarios.lycos.es/armandotareas/quimica/nomenclainorganica.pdf>

(Recuperada el 10-09-09)

## SEMANA No. 2

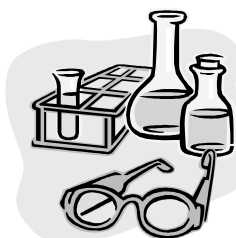
### OBJETIVOS:

Al finalizar esta sección, el estudiante podrá:

- Diferenciar entre una base y un ácido.
- Asignar nombres a los compuestos clasificados como ácidos o bases.
- Identificar los principales cationes y aniones utilizados en la química.

### CONTENIDO:

- Nomenclatura de ácidos y bases.
- Nomenclatura de cationes y aniones.



### LECTURA No. 2

Por favor, proceda a leer el capítulo No. 2 del libro “Química” de Raymond Chang en su sección 2.7 y la página web

*Nomenclatura Inorgánica* (Recuperada el 10-09-09) disponible en:

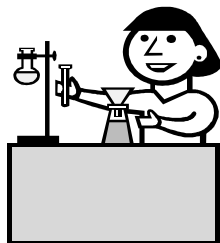
<http://usuarios.lycos.es/armandotareas/quimica/nomenclainorganica.pdf>



### ACTIVIDADES BASADAS EN LA LECTURA:

1. Basándose en la tabla periódica, escriba la fórmula y nombre de los ácidos posibles que pueden ser formados por los elementos de la columna VIA y VIIA.
2. Elabore un informe no mayor de 2 hojas donde mencione 3 pruebas cualitativas sencillas para diferenciar un ácido de una base.
3. Elabore una tabla con los principales cationes y aniones monovalentes y divalentes.





## CASO No. 1

### Ácido Sulfúrico: las Dos Caras de la Química

De entre los centenares de compuestos químicos inorgánicos es, sin duda, uno de los más conocidos y de los más popularmente temidos. Aparece en más de una película policíaca como disolvente demoníaco para destruir el cuerpo del delito. Se producen muchos miles de toneladas en el mundo anualmente y, de hecho, el nivel de producción de ácido sulfúrico de un país es indicativo de su desarrollo industrial. Esta aparente contradicción está sobradamente justificada por la multitud de aplicaciones de este compuesto, cuya reactividad nos va a ayudar a acercarnos al extenso mundo de la química a lo largo de este artículo.

### El Ácido Sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) y Sus Propiedades Ácido-Base

El concepto de un ácido o una base se ha establecido a partir de diversos puntos de vista. De la forma más sencilla, se define a un ácido como un compuesto capaz de ceder protones ( $\text{H}^+$ ) al agua y a una base como una sustancia que cede iones  $\text{OH}^-$  al agua. El ácido sulfúrico es capaz de ceder los dos protones que tiene al agua. Sin embargo, el concepto de ácido o base es mucho más amplio. Según la definición de Lewis, que es la más general, un ácido es una sustancia que forma enlaces covalentes aportando orbitales electrónicos vacíos y la base es la sustancia que forma enlaces covalentes aportando pares electrónicos sin compartir. Esta definición es también aplicable al ácido sulfúrico, ya que los protones  $\text{H}^+$ , son iones que necesariamente se enlazan sin poder aportar ningún electrón, puesto que no tienen. Para que un ácido actúe como tal, tiene que hacerlo con un compuesto que actúe como base. Éste es el caso del agua, que, teniendo doble carácter (ácido o base según con qué reaccione, por eso se dice que es anfótera), capta los protones que le cede el ácido sulfúrico, a partir de las reacciones (simplificadas):

$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HSO}_4^-$  Reacción irreversible

$\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-}$  Proceso de equilibrio.

El primer proceso es irreversible, ocurre en toda su extensión, mientras que el segundo ocurre en un determinado porcentaje, por eso se dice que es un proceso de equilibrio.

### Otras Propiedades

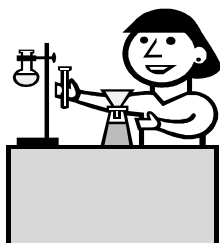
El ácido sulfúrico industrial tiene una pureza del 98% y es un líquido transparente muy denso ( $d=1.8\text{g/cc}$ , casi el doble que el agua) y viscoso, por lo que se le conoce como aceite de vitriolo. Su punto de ebullición es bastante alto ( $290^\circ\text{C}$ ). Tiene una enorme afinidad por el agua, en la que se disuelve violentamente generando una gran cantidad de calor. Por tanto es un poderoso deshidratante, propiedad que se deja notar especialmente cuando entra en contacto con compuestos orgánicos o tejidos vivos, a los que extrae toda el agua, carbonizándolos. Una de las razones por la que el ácido sulfúrico es deshidratante es porque suele venir acompañado de una cantidad variable de su forma anhidra,  $\text{SO}_3$ , que tiende a reaccionar con agua para dar la forma hidratada  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

### Aplicaciones:

El ácido sulfúrico posee un sinnúmero de aplicaciones entre las que se pueden destacar las siguientes:

- Reactivo y medio disolvente para los procesos de síntesis orgánica.
- Disolvente de muestras tales como metales, óxidos metálicos y compuestos orgánicos.
- Fabricación de fertilizantes, pinturas, pigmentos y explosivos.
- En la industria textil se emplea para el proceso de blanqueo y la eliminación de impurezas metálicas en telas.
- Refinamiento del crudo de petróleo.
- Desarrollo de leucotinas y neutralización de tratamientos alcalinos.
- Electrólito (sustancia que se usa como fuente de iones) en pilas y baterías, muy comúnmente usado en las baterías de los automóviles.

- Agente desecante, principalmente de sustancias gaseosas, en los laboratorios de síntesis.
- Agente desatascador de tuberías de plástico de uso doméstico e industrial, por su capacidad para disolver impurezas de todo tipo.



### Actividades relacionadas con el caso:

1. Investigue y elabore un informe no mayor de 3 hojas referente a la participación del ácido sulfúrico en la elaboración de fertilizantes.
2. Elabore un informe no mayor de 3 hojas indicando la utilización del ácido sulfúrico en otros procesos agrícolas.

### **REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS:**

Chang, R. (2002). *Química General*. (7<sup>a</sup>. Edición). Colombia: McGraw-Hill.

El ácido sulfúrico, las dos caras de la moneda, disponible en <http://www.todo-ciencia.com/quimica/0i85002800d1007216074.php> (recuperado el 14-03-2010)

## Unidad No. 2

# DETERMINACIÓN DE FÓRMULAS Y CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

### Descripción:

Una de las mayores inquietudes que ha tenido el hombre es determinar la composición del entorno que lo rodea y los cambios que sufre cuando hay alguna interacción entre sus componentes. Con el paso del tiempo descubrió que las cosas que lo rodean están integradas por sustancias que tienen sus propias características y comportamiento individualmente, pero al combinarse adquieren nuevas características y comportamiento. Para representar estos cambios el hombre se vio en la necesidad de utilizar símbolos que representaran a cada uno de los componentes de una determinada sustancia y números que indicaran la cantidad presente de cada uno en dicha sustancia. Esto dio origen a las fórmulas y ecuaciones químicas que utilizamos para representar a diferentes tipos de materia y la manera de cómo se combinan para dar origen a nuevas sustancias.

## SEMANA No.3

### OBJETIVOS:

Al finalizar esta sección, el estudiante podrá:

- Determinar la fórmula empírica de una sustancia con base en su análisis porcentual.
- Calcular la fórmula molecular de un compuesto a partir de su fórmula empírica y su masa molecular.

### CONTENIDO:

- Fórmula empírica.
- Fórmula molecular.



### LECTURA No. 3

Proceda a leer el capítulo No. 2 del libro “Química” de Raymond Chang en sus secciones 2.6 y 3.6.



### ACTIVIDADES BASADAS EN LA LECTURA:

Resuelva los siguientes problemas:

1. El análisis de una muestra de 6.40 g de un compuesto constituido únicamente por hierro y oxígeno, indica que posee 4.48 g de hierro. Determine su fórmula empírica.
2. El análisis elemental del ácido acetilsalisílico, aspirina, es 60.0% de C, 4.48% de H y 35.5% de O. Si su masa molecular es 180.2 uma, ¿cuál es la fórmula molecular?

3. El compuesto paradicloro se empleó a menudo como bola de naftalina. Si su análisis es 49.02% de C, 2.743% de H, y 48.24% de Cl, y su masa molecular, 147.0 una determine la formula empírica y molecular.
4. Un compuesto de cloruro de xenón tiene un análisis de 55.2% de xenón y 44.8% de cloro. Determine su formula empírica.
5. Calcule la fórmula empírica de una sustancia que tiene el siguiente análisis: N 28.2%; H, 8.1%; P, 20.8%; O, 42.9%.
6. Una muestra de 0.4122 g de un compuesto orgánico se quema. El análisis de los productos de combustión es 0.3618 g de agua y 0.7620 g de dióxido de carbono. Calcule el % de carbono e hidrógeno del compuesto y su fórmula empírica.
7. La alicina es el compuesto responsable del olor característico del ajo. Un análisis de dicho compuesto muestra la siguiente composición porcentual en masa: C, 44.4%; H, 6.21%; S, 39.5%; O, 9.86%. Calcule su formula empírica y su fórmula molecular si la masa molecular es de 162 g.
8. La combustión de 6.51 g de un compuesto dio 20.47 g de dióxido de carbono y 8.36 g de agua. Se determinó que posee una masa molecular de 84 g. Basado en estos datos, calcule la composición porcentual, la fórmula empírica y la fórmula molecular.
9. Una muestra de 1,261 g de cafeína contiene 0,624 g de C; 0,065 g de H; 0,364 g de N y el resto de O. Determinar sus fórmulas mínima y molecular, sabiendo que su masa molecular es 194.

10. El índigo, un colorante importante, tiene un análisis de 73.3% de carbono, 3.8% de hidrógeno y 10.7% de nitrógeno. Posee una masa molecular de 262 g. Determine la fórmula empírica y la fórmula molecular del índigo.

### **REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS:**

Chang, R. (2002). *Química General*. (7<sup>a</sup>. Edición). Colombia: McGraw-Hill.

Morrison, R (1976). *Química Orgánica* (3<sup>a</sup> Edición). Bogotá: Fondo Educativo Interamericano.

## **SEMANA No. 4**

### **OBJETIVOS:**

Al finalizar esta sección, el estudiante podrá:

- Explicar las bases e importancia del balance de una ecuación química.
- Aplicar el método al tanteo o el método algebraico para balancear una ecuación química.

### **CONTENIDO:**

- Método de balanceo de ecuaciones químicas al tanteo.
- Método de balanceo de ecuaciones químicas algebraico.



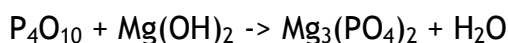
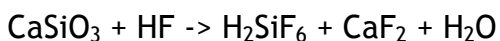
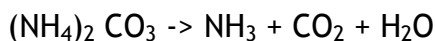
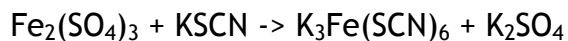
### **LECTURA No. 4**

Proceda a leer el capítulo No. 3 del libro “Química” de Raymond Chang en su sección 3.7 y la página web BALANCEO DE ECUACIONES QUÍMICAS (recuperada el 14-03-2010), disponible en la página web <http://www.mitecnologico.com/Main/BalanceoDeReaccionesQuimicas>

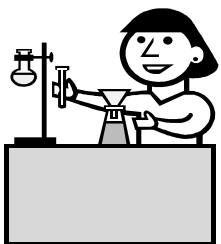
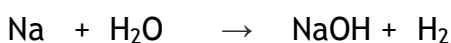
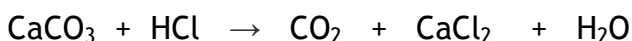
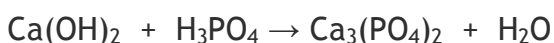


### ACTIVIDADES RELACIONADAS CON LA LECTURA:

1. Proceda a balancear las siguientes ecuaciones químicas utilizando el método al tanteo:



2. Usando el método algebraico, proceda a balancear las siguientes ecuaciones químicas:



### CASO No. 2

#### EL experimento de Von Helmont.

En 1638 un científico Belga llamado Juan Bautista von Helmont (1577-1644) dio a conocer sus conclusiones acerca del papel que cumplía el agua en la alimentación de las plantas y por lo tanto, su importancia en la naturaleza.

Van Helmont realizó un experimento que le permitió rechazar la hipótesis de que las plantas adquirirían su alimento del suelo y en cambio propuso otra explicación basándose en los resultados obtenidos.

El procedimiento que desarrolló fue el siguiente:

- En una amplia maceta colocó 90 Kg de tierra secada previamente en un horno.



- Plantó en ella un pequeño sauce que pesaba 2 Kg.
- Regó en forma periódica el sauce con agua de lluvia.
- Durante todo el tiempo, observó el crecimiento del árbol.
- Al transcurrir 5 años, sacó el árbol de su maceta y midió su masa en una balanza. La masa del árbol fue entonces 76 Kg, es decir había crecido ganando 74 Kg de masa en relación a su masa inicial.

Frente a estos resultados Van Helmont razonó de esta manera: "Si el árbol ha aumentado su masa es porque ha extraído de la tierra sus alimentos necesarios para crecer."

Para validar su hipótesis, a continuación pesó la tierra de la maceta de la siguiente manera: Secó la tierra de la maceta en un horno. Una vez fría, midió su masa y comprobó que alcanzaba los 87,5 Kg., para sorpresa suya y nuestra. Solo fueron 2,5 Kg menos de la masa inicial.

Sobre la base de estos resultados experimentales, Van Helmont tuvo que proponer una nueva hipótesis: "Cada una de las partes del árbol (tronco, ramas etc.) es decir la masa ganada por el mismo, provenía de alguna manera del agua de riego". En este experimento Van Helmont consideró solo una variable, el agua.

### **ANÁLISIS DEL CASO:**

Prepare un informe no mayor a 2 hojas que incluya lo siguiente:

1. Los aspectos que no tomó en cuenta von Helmont para explicar el crecimiento del árbol.
2. Planteamiento de una ecuación sencilla del proceso de fotosíntesis.

### **REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS:**

Chang, R. (2002). *Química General*. (7ª. Edición). Colombia: McGraw-Hill.

El experimento de Von Helmont disponible en

<http://ciencias.ucv.cl/biologia/mod1/b1m4p001.htm> (recuperado el 14-03-2010).

## SEMANA No. 5

### OBJETIVO:

Al finalizar esta sección, el estudiante podrá:

- Determinar las relaciones molares entre reactivos y productos.
- Efectuar cálculos estequiométricos de reactivos y productos a partir de una reacción química balanceada.

### CONTENIDO:

- Cálculos estequiométricos exactos.



### LECTURA No. 5

Por favor, proceda a leer el capítulo No. 3 del libro “Química” de Raymond Chang en su sección 3.8 y la página web ESTEQUIMETRIA disponible en la página web

<http://www.eis.uva.es/~qgintro/esteq/tutorial-03.html>

(recuperada el 15-04-2010).



### ACTIVIDADES RELACIONADAS CON LA LECTURA:

1. Proceda a efectuar los siguientes cálculos estequiométricos:

- ¿Qué masa de magnesio se necesita para que reaccione con 9.27 g de nitrógeno? (No olvide balancear la reacción).



- Las bolsas de aire para automóvil se inflan cuando se descompone rápidamente azida de sodio,  $\text{NaN}_3$ , en los elementos que la componen según la reacción



¿Cuántos gramos de azida de sodio se necesitan para formar 5.00 g de nitrógeno gaseoso?

- El CO<sub>2</sub> que los astronautas exhalan se extrae de la atmósfera de la nave espacial por reacción con KOH:



¿Cuántos kg de CO<sub>2</sub> se pueden extraer con 1.00 kg de KOH?

- El octano se quema de acuerdo con la siguiente ecuación:



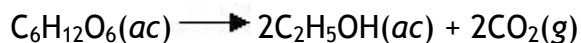
¿Cuántos gramos de CO<sub>2</sub> y agua se producen cuando se queman 5.00 g de C<sub>8</sub>H<sub>18</sub>

- Un producto secundario de la reacción que infla las bolsas de aire para automóvil es sodio, que es muy reactivo y puede encenderse en el aire. El sodio que se produce durante el proceso de inflado reacciona con otro compuesto que se agrega al contenido de la bolsa, KNO<sub>3</sub>, según la reacción



¿Cuántos gramos de KNO<sub>3</sub> se necesitan para eliminar 5.00 g de Na y qué masa de productos se obtiene?

- La fermentación de glucosa, C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>, produce alcohol etílico, C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH, y dióxido de carbono:



¿Cuántos gramos de etanol y dióxido de carbono se pueden producir a partir de 10.0 g de glucosa?

- Si 3.00 mol de SO<sub>2</sub> gaseoso reaccionan con oxígeno para producir trióxido de azufre, ¿Cuántos moles de oxígeno se necesitan?

- ¿Cuántos gramos de óxido de hierro Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, se pueden producir a partir de 2.50 g de oxígeno que reaccionan con hierro sólido?

- ¿Cuántos gramos de H<sub>2</sub>O se forman a partir de la conversión total de 32.00 g O<sub>2</sub> en presencia de H<sub>2</sub>, según la ecuación 2H<sub>2</sub> + O<sub>2</sub> → 2H<sub>2</sub>O?

- El alcohol etílico se quema de acuerdo con la siguiente ecuación:



¿Cuántos moles de  $\text{CO}_2$  y agua se producen cuando se queman 3.00 mol de  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  de esta manera?

**REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS:**

Chang, R. (2002) *Química General*. (7ª. Edición). Colombia: McGraw-Hill.

ESTEQUIMETRÍA disponible en la web

<http://www.eis.uva.es/~qgintro/esteq/tutorial-03.html> (recuperada el 09-11-09)

**SEMANA No. 6**

**OBJETIVO:**

Al finalizar esta sección, el estudiante podrá:

- Explicar el concepto de reactivo limitante en una reacción química.
- Efectuar cálculos estequiométricos de reactivos y productos a partir de una reacción química balanceada tomando en cuenta el reactivo limitante.

**CONTENIDO:**

- Cálculos estequiométricos con reactivo limitante.
- Determinar el rendimiento de una reacción.



**LECTURA No. 6**

Proceda a leer el capítulo No. 3 del libro “Química” de Raymond Chang en su sección 3.9 y la página web REACTIVO LIMITANTE disponible en la web

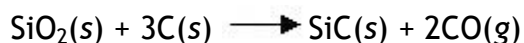
<http://www.eis.uva.es/~qgintro/esteq/tutorial-04.html> (recuperada el 09-11-09)



### ACTIVIDADES RELACIONADAS CON LA LECTURA

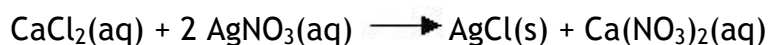
1. Proceda a determinar el reactivo limitante y efectúe los cálculos estequiométricos correspondientes:

- El carburo de silicio, SiC, se conoce por el nombre común de carborundum. Esta sustancia dura, que se utiliza comercialmente como abrasivo, se prepara calentando SiO<sub>2</sub> y C a temperaturas elevadas:



¿Cuántos gramos de SiC se pueden formar cuando se permite que reaccionen 3.00 g de SiO<sub>2</sub> y 4.50 g de C?

- El cloruro de calcio reacciona con nitrato de plata para producir un precipitado de cloruro de plata:



¿Cuántos gramos de cloruro de plata y nitrato de calcio se obtendrán si reaccionan 3 g de cloruro de calcio y 5 g de nitrato de plata?

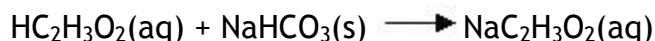
- En la reacción  $3\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{HNO}_3 + \text{NO}$ , ¿Cuántos gramos de HNO<sub>3</sub> se pueden formar cuando se permite que reaccionen 1.00 g de NO<sub>2</sub> y 2.25 g de H<sub>2</sub>O?

- ¿Qué masa de cloruro de plata se puede preparar a partir de la reacción de 4.22 g de nitrato de plata con 7.73 g de cloruro de aluminio? (No olvide balancear la reacción).



- Un fabricante de bicicletas dispone de 5350 ruedas, 3023 marcos y 2655 manubrios. ¿Cuántas bicicletas puede fabricar con estas partes?

- El vinagre ( $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ ) y la soda ( $\text{NaHCO}_3$ ) reaccionan produciendo burbujas de gas (dióxido de carbono):



Si 5.00 g de vinagre reaccionan con 5.00 g de soda. ¿Cuál es el reactivo limitante y cuantos g de acetato de sodio se producirán?

- Calcular los productos que se obtienen de hacer reaccionar 2.50 g de  $\text{SO}_2$  con 8 g de  $\text{PCl}_5$ ,



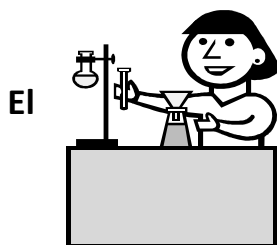
- En la reacción:  $\text{Fe}(\text{CO})_5 + 2\text{PF}_3 + \text{H}_2 \longrightarrow \text{Fe}(\text{CO})_2(\text{PF}_3)_2(\text{H})_2 + 3\text{CO}$   
¿Cuántos moles de CO se producen a partir de una mezcla de 5.0 mol de  $\text{Fe}(\text{CO})_5$ , 8.0 mol  $\text{PF}_3$ , y 6.0 mol  $\text{H}_2$ ?

- El metal sodio reacciona con agua para dar hidróxido de sodio e hidrógeno gas:



Si 10.0 g de sodio reaccionan con 8.75 g de agua: ¿Cuál es el reactivo limitante y que masa de productos obtendremos?

- Cuando se prepara  $\text{H}_2\text{O}$  a partir de hidrógeno y oxígeno, si se parte de 4.6 mol de hidrógeno y 3.1 mol de oxígeno, ¿Cuántos moles de agua se pueden producir y qué permanece sin reaccionar?



### Lectura complementaria No. 1

#### viaje del Apolo XIII

En el trayecto a la Luna y pasadas 55 horas y 46 minutos, la tripulación terminó una transmisión de TV en vivo que duró 49 minutos que mostraba la comodidad con la que se podía vivir en el espacio. Nueve minutos de haber terminado dicha transmisión el tanque No. 2 explotó causando en consecuencia que el tanque No. 1 fallara. Los módulos que proporcionan normalmente electricidad, agua, oxígeno y luz

fallaron mientras los astronautas se encontraban a 320,000 kilómetros de distancia de la Tierra.

El astronauta John Swigert después de observar una luz de advertencia acompañada de un “bang” fue quien exclamó la tristemente famosa frase “Houston, tenemos un problema aquí”. La hora: 21:08 horas del 13 de abril (¿Casualidad?).

Una gran cantidad de luces de advertencia de encendieron en serie indicando la pérdida de dos de las tres fuentes generadoras de energía. Las lecturas de los instrumentos señalaban que un tanque de oxígeno estaba completamente vacío y que el segundo estaba se estaba vaciando. Trece minutos después de la explosión, Lovell observó a través de la ventana de la escotilla que algo estaba escapando de alguna parte de la nave, evidencia segura de una potencial catástrofe. Era el vital oxígeno que estaba escapando rápidamente al espacio vacío. Los astronautas utilizaron al módulo Lunar como “bote salvavidas”.

El módulo lunar estaba diseñado para un período de 45 horas para albergar a dos astronautas. Se necesitaban 90 horas para tres astronautas. El oxígeno no era un problema, con los tanques del modulo lunar y de los trajes que se utilizarían en la caminata lunar sería mas que suficiente, además del oxígeno de las botellas de emergencia para el amarizaje.

El verdadero problema era la energía. Las baterías del módulo lunar no eran lo suficientemente poderosas para proveer la energía requerida. Esa fue una de las tareas principales de los ingenieros para poder energizar ambas naves ahorrando energía al apagar todos los sistemas eléctricos que no fueran críticos, reduciendo el consumo a un quinto (1/5) de lo normal (80% menos), dando como resultado que al momento de la reentrada de los astronautas a la atmósfera terrestre conservaran como medida de seguridad un 20% de la energía total disponible.

El agua era el otro problema importante, se estimaba que se quedarían sin agua cinco horas antes de la reentrada a la Tierra. Gracias a los datos obtenidos del Apolo 11 (cuyo módulo lunar no se envió a que se impactara en la Luna) que mostraban que los mecanismos podrían seguir funcionando en el espacio por un período adicional de 7 u 8 horas sin agua para su enfriamiento. De esta manera la tripulación conservó agua. Asimismo racionaron el suministro personal a 6 onzas diarias (un poco más de la mitad de capacidad de un biberón de un bebé), además de jugos de frutas que llevaban. La tripulación se deshidrató y perdieron peso: Lovell perdió 7 kilos y entre los tres un total de 16 kilos, casi un 50% más que cualquier tripulación anterior.

La remoción del Dióxido de Carbono fue otra tarea importante. Los recipientes que contienen Hidróxido de Litio, material químico que remueve el Bióxido de Carbono de la cabina son de forma cuadrada en el módulo de comando y redonda (como un queso grande) en el módulo lunar, de esta manera no se podían utilizar o intercambiar entre las naves. Aunado a esto recordemos que el módulo lunar estaba diseñado para mantener dos personas por dos días y se le estaba requiriendo para mantener con vida a tres personas por cuatro días. Un día y medio después del incidente, las luces de advertencia del nivel de contaminación por CO<sub>2</sub> avisaron que se estaba llegando a niveles peligrosos. Desde tierra los ingenieros idearon y dieron a entender a los astronautas la forma de adaptar dichos recipientes con bolsas de plástico, cartoncillos, cinta adhesiva y demás material que llevaban a bordo.

Otro de los problemas críticos era el realizar un encendido de motores en el lado de la Luna donde no se puede comunicar la nave con la Tierra y viceversa obviamente por estar la Luna de por medio e impedir la transmisión de radio. Dicho encendido de motores era para que la nave aumentara su velocidad y saliera de órbita lunar y se enfilara con la



suficiente velocidad hacia la Tierra. Normalmente dicha labor la realiza el módulo de comando cuando ya los astronautas han regresado de su exploración en la superficie lunar.

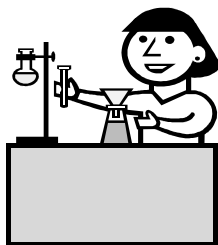
Siendo esta labor un punto de suma importancia y que tendría que ser realizada con extrema exactitud, se tenía el temor que existiera alguna falla que como consecuencia hiciera que los tripulantes perdieran la trayectoria correcta y nunca regresaran a la Tierra, esto es, que se quedaran vagando por el sistema solar.

El viaje se caracterizó por ser altamente incómodo en conjunto con la falta de agua y alimentos. El dormir era prácticamente imposible debido al frío, que como consecuencia del apagado de los sistemas eléctricos, la nave perdió una importante fuente de calor. La temperatura bajó hasta los 3 grados centígrados y se formó condensación en todo el interior de la nave. Uno de los mayores logros del Centro de Control de la Misión, fue el rápido desarrollo de procedimientos para re-energizar al módulo de comando después de haber estado desactivado y a temperaturas muy bajas y reaccionar favorablemente. Los controladores de vuelo normalmente documentan toda la información en tres meses, pero en esta ocasión lo hicieron en tres días. Las paredes, piso, techo, instrumentos, arneses, cables, paneles de instrumentos (por la parte trasera también), prácticamente todo el interior, estaban cubiertas con gotas semicongeladas de agua. De esta manera cabía la gran posibilidad de que hubiera un corto circuito al momento de energizar la nave, pero no sucedió tal, gracias a las medidas de seguridad que fueron implementadas después del incendio del Apolo-1 en enero de 1967.

Las gotas de agua, al ir desacelerando en la atmósfera, caían e hicieron sentir algo único a los astronautas... el que “lloviera” dentro del módulo de comando.

Faltando cuatro horas para el aterrizaje, la tripulación abandonó el módulo lunar; el centro de control insistió en no abandonarlo hasta entonces ante el temor que existiera algún daño causado al módulo de comando por el intenso frío al no estar protegido por sus paneles calefactores. Al separarse la cápsula de reingreso del módulo de comando y todavía acoplada la cápsula al módulo lunar, se pudo apreciar y fotografiar en el módulo de comando el lugar donde debería estar el panel faltante y la zona dañada por la explosión que afectó cables, conductos, sensores, tubería, etc. Tres horas más tarde, la tripulación amarizó perfectamente en el Océano Pacífico cerca de Samoa, el 17 de Abril de 1970.

Después de una intensa investigación, el comité que se formó para ello, identificó la causa de la explosión. En 1965 el módulo de comando había sufrido varias modificaciones para su mejoramiento, las cuales incluían el elevar el voltaje permisible de los calefactores en los tanques de oxígeno de 28 a 65 volts de corriente directa. Desafortunadamente los termostatos interruptores de dichos calefactores no fueron modificados para adaptarse al aumento de voltaje. Durante la prueba final en la plataforma de lanzamiento, los calefactores estuvieron encendidos durante un largo período de tiempo; esto sometió al cableado adyacente a los calefactores a muy altas temperaturas (aprox. 500 grados centígrados) provocando un severo degradado en aislamiento de teflón. Los termostatos empezaron a operar mientras eran alimentados con 65 volts y quizás se soldaron por el voltaje y la temperatura quedando en corto circuito, provocando que resultara dañado después del sobrecalentamiento sufrido por espacio de ocho horas y creando una bomba en potencia la siguiente vez que fuera llenado con oxígeno. Esa bomba explotó el 13 de Abril de 1970, a 320,000 kilómetros de la Tierra.



## ACTIVIDADES RELACIONADAS CON LA LECTURA

### COMPLEMENTARIA:

1. Elabore un informe no mayor de 3 hojas indicando que situaciones a bordo del APOLO XIII se relacionan con reactivos limitantes.
2. Elabore un informe no mayor de 1 hoja explicando la reacción del hidróxido de litio para remover el CO<sub>2</sub> del ambiente en la cabina del Apolo XIII.

### **REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS:**

Chang, R. (2002). *Química General*. (7<sup>a</sup>. Edición). Colombia: McGraw-Hill.

*Reactivo limitante*. disponible en la web

<http://www.eis.uva.es/~qgintro/esteq/tutorial-04.html> (recuperada el 09-11-09)

Apolo XIII disponible en la web

<http://www.xe1rcs.org.mx/colabora/apollo/apollo13.html> (recuperada el 16-03-2010)

## **UNIDAD No. 3**

# **SOLUCIONES Y UNIDADES DE CONCENTRACIÓN**

### **Descripción:**

Las soluciones en química, son mezclas homogéneas de sustancias en iguales o distintos estados de agregación. La concentración de una solución constituye una de sus principales características. Bastantes propiedades de las soluciones dependen exclusivamente de la concentración. Su estudio resulta de interés tanto para la física como para la química. Algunos ejemplos de soluciones son: agua salada, oxígeno y nitrógeno del aire, el gas carbónico en los refrescos y todas las propiedades: color, sabor, densidad, punto de fusión y ebullición dependen de las cantidades que pongamos de las diferentes sustancias.

## SEMANA No. 7

### OBJETIVOS:

Al finalizar esta sección, el estudiante podrá:

- Explicar el concepto de solución, soluto y solvente.
- Efectuar cálculos para expresar la concentración de soluto en una solución en las unidades de % en masa, % en volumen y partes por millón.

### CONTENIDO:

- Soluciones, soluto y solvente.
- % en masa, % en volumen y partes por millón (ppm).



### LECTURA No. 7

Proceda a leer el capítulo No. 4 del libro “Química” de Raymond Chang en su sección 4.5. y las páginas web *Importancia de las soluciones* disponible en

<http://www.monografias.com/trabajos14/soluciones/soluciones.shtml>

(recuperado el 18-03-2010), *Mezclas homogéneas* disponible en

<http://www.unlu.edu.ar/~qui10017/Quimica%20COU%20muestra%20para%20IQ100>

[17/Cap%20A1tulo%20Vla.htm](http://www.unlu.edu.ar/~qui10017/Cap%20A1tulo%20Vla.htm) (recuperado el 18-03-2010) y *Partes por millón*

disponible en <http://www.greenfacts.org/es/glosario/pqrs/partes-million.htm>

(recuperado el 18-03-2010).

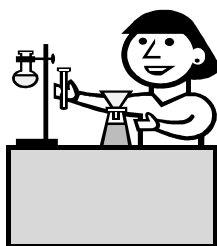


### ACTIVIDADES BASADAS EN LA LECTURA:

Por favor resuelva los siguientes problemas:

1. Cuando se evaporan 50 gramos de una solución de sulfato

- de sodio hasta completa sequedad se producen 20 gramos de sal. ¿Cuál es el porcentaje en peso de la sal en la solución?
2. Si 30 gramos de azúcar se disuelven en 100 gramos de agua, ¿Cuál es el porcentaje de azúcar en la solución?
  3. ¿Cuántos gramos de agua deberán usarse para disolver 150 gramos de cloruro de sodio para producir una solución al 20% en peso?



### CASO No. 3

#### La contaminación del agua

El problema de la contaminación de las aguas dulces es conocido de antiguo. Uno de los primeros testimonios históricos lo constituye el relato de las Sagradas Escrituras (Éxodo, 7, 14-25) acerca de una de las diez plagas de Egipto, en la que se describe la transformación en "sangre" de las aguas del río Nilo. Dicho fenómeno fue sin duda debido a la contaminación biológica producida por microorganismos (algas, bacterias sulfurosas o dinofíceos). Con el incremento de la población y el surgimiento de la actividad industrial la polución de ríos, lagos y aguas subterráneas aumenta constantemente. La Organización Mundial de la Salud (OMS) define la polución de las aguas dulces de la siguiente manera: "Debe considerarse que un agua está polucionada, cuando su composición o su estado están alterados de tal modo que ya no reúnen las condiciones a una u otra o al conjunto de utilidades a las que se hubiera destinado en su estado natural".

La OMS ha establecido, también, los límites máximos para la presencia de sustancias nocivas en el agua de consumo humano:

**Tabla No. 1**

Limites máximos de sustancias nocivas en el agua de consumo humano

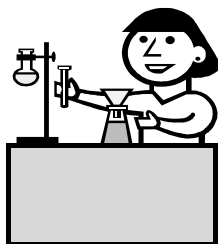
Sustancias	Concent. Máxima (mg/l)
Sales totales	2000
Cloruros	600
Sulfatos	300
Nitratos	45
Nitritos	No debe haber
Amoniaco	0,5
Mat. Org.	3
Calcio	80
Magnesio	50
Arsénico	0,05
Cadmio	0,01
Cianuros	0,05
Plomo	0,1
Mercurio	0,001
Selenio	0,01
Hidrocarburos aromáticos policíclicos	0,0002
Biocidas	No hay datos

Fuente: Organización Mundial de la Salud 1995.

De acuerdo a la definición que da la OMS para la contaminación debe considerarse también, tanto las modificaciones de las propiedades físicas, químicas y biológicas del agua, que pueden hacer perder a ésta su potabilidad para el consumo diario o su utilización para actividades domésticas, industriales, agrícolas, etc., como asimismo los cambios de temperatura provocados por emisiones de agua caliente (polución térmica).

En realidad, siempre hay una contaminación natural originada por restos animales y vegetales y por minerales y sustancias gaseosas que se disuelven cuando los cuerpos de agua atraviesan diferentes terrenos.

Los materiales orgánicos, mediante procesos biológicos naturales de biodegradación en los que intervienen descomponedores acuáticos (bacterias y hongos), son degradados a sustancias más sencillas. En estos procesos es fundamental la cantidad de oxígeno disuelto en el agua porque los descomponedores lo necesitan para vivir y para producir la biodegradación.



#### ANÁLISIS DEL CASO:

1. Investigue los niveles de contaminación del lago de Atitlán y de Amatitlán y compárelos con la tabla de concentraciones recomendada por la OMS, y elabore una tabla comparativa.
2. Tomando en cuenta el volumen de agua de cada lago y con base en los niveles de contaminación actual, calcule en Kg la masa de contaminantes que habrá que remover del agua para volverla apta para el consumo humano y elabore una tabla con sus resultados.



**REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS:**

Chang, R. (2002). *Química General*. (7ª. Edición). Colombia: McGraw-Hill.

*Importancia de las soluciones* disponible en

<http://www.monografias.com/trabajos14/soluciones/soluciones.shtml>

(recuperado el 18-03-2010)

*Mezclas homogéneas* disponible en

<http://www.unlu.edu.ar/~qui10017/Quimica%20COU%20muestra%20para%20IQ100>

[17/Cap%20A1tulo%20VIa.htm](http://www.unlu.edu.ar/~qui10017/Quimica%20COU%20muestra%20para%20IQ10017/Cap%20A1tulo%20VIa.htm) (recuperado el 18-03-2010)

*Partes por millón* disponible en

<http://www.greenfacts.org/es/glosario/pqrs/partes-million.htm> (recuperado el

18-03-2010).

**SEMANA No. 8**

**OBJETIVOS:**

Al finalizar esta sección, el estudiante podrá:

- Relacionar los conceptos de mol y molaridad en soluciones.
- Relacionar los conceptos de peso equivalente y normalidad en soluciones.
- Efectuar cálculos para determinar concentraciones molares y normales.

**CONTENIDO:**

- Mol y concentración molar (M).
- Peso equivalente y concentración normal (N).



### LECTURA No. 8

Proceda a leer el capítulo No. 4 del libro “Química” de Raymond Chang en su secciones 4.5 y las páginas web *Importancia de las soluciones* disponible en <http://www.monografias.com/trabajos14/soluciones/soluciones.shtml> (recuperado el 18-03-2010), *Mezclas homogéneas* disponible en <http://www.unlu.edu.ar/~qui10017/Quimica%20COU%20muestra%20para%20IQ10017/Cap%20A1tulo%20Vla.htm> (recuperado el 18-03-2010) y *Concentración* disponible en <http://payala.mayo.uson.mx/QOnline/concentracion.htm> (recuperado el 18-03-2010).

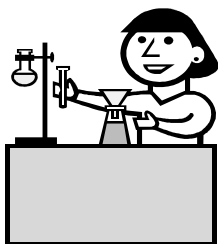


### ACTIVIDADES BASADAS EN LA LECTURA:

Resuelva los siguientes problemas:

1. ¿Cuántos gramos de NaCl se necesitan para preparar 2000 ml de solución 0,20M? (Peso molecular del NaCl = 58,5 g/mol).
2. ¿Cuál es la molaridad de una solución que contiene 64,0 g de metanol, CH<sub>3</sub>OH, en 500 ml de solución?( Peso molecular del CH<sub>3</sub>OH = 32,0 g/mol )
3. Calcular la molaridad de una solución de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> de densidad 1,10 g/ml y con 25% de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> en peso. (Peso molecular del H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> = 98,1).
4. ¿Cuál es la molaridad de un litro solución de NaCl, donde se disolvieron 130 g?
5. ¿Cuántos g se necesitan para preparar 250 ml de una solución de KOH 6 Molar?
6. ¿Diga cuál es la Normalidad de una solución que se preparó con 20 ml de H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> concentrado y se aforó a 1 litro? 1ml del ácido concentrado = g.

7. ¿Cuántos g de AgCl se necesitan para preparar 100 ml de una solución 2 N?
8. ¿Cuál es la Normalidad de una solución de PbSO<sub>4</sub> que se requieren para preparar 250 ml de solución 1 N, si esta solución se empleará en una reacción redox; Pb<sup>+4</sup> -> Pb<sup>+2</sup>?



## LECTURA COMPLEMENTARIA No. 2

### Contaminantes gaseosos

Los contaminantes gaseosos de la atmósfera son, sin duda, los que han merecido un estudio en profundidad. Existen infinidad de gases que se liberan a la atmósfera y que pueden ser calificados como contaminantes. Estos gases se pueden clasificar como derivados de sus elementos más característicos, así pues tenemos compuestos derivados del carbono, azufre, nitrógeno etc.

Tabla No. 2

Comparación entre aire limpio y aire contaminado

Gases	Aire limpio (ppm)	Aire contaminado (ppm)
CO <sub>2</sub>	320	400
CO	0,1	40/70
CH <sub>4</sub>	1,5	2,5
N <sub>2</sub> O	0,25	?
NO <sub>x</sub>	0,001	0,2
O <sub>3</sub>	0,02	0,5
SO <sub>2</sub>	0,0002	0,2
NH <sub>3</sub>	0,01	0,02

## LOS COMPUESTOS GASEOSOS DEL CARBONO

### a) Los hidrocarburos

El principal gas de estas características que poluciona la atmósfera es el metano. En un estudio realizado en la ciudad de Los Ángeles entre 1970 y 1972 indicó que en la contaminación por hidrocarburos el metano representaba el 85% del total, los alcanos el 9%, los alquenos el 2.7%, los alquinos el 1% y los aromáticos el 2.3 %.

Los hidrocarburos presentan en general, una baja toxicidad, el problema principal que tiene, es la reactividad fotoquímica en presencia de la luz solar para dar compuestos oxidados.

### b) Los hidrocarburos oxigenados

En este grupo se incluyen los alcoholes, aldehídos, cetonas, éteres, fenoles, esterres, peróxidos y ácidos orgánicos.

La principal causa de su presencia en el aire esta asociada a los automóviles, aunque también pueden formarse por reacciones fotoquímicas en la propia atmósfera.

### c) El monóxido de carbono

Esta considerado como un peligroso gas asfixiante porque se combina fuertemente con la hemoglobina de la sangre reduciendo la oxigenación de los tejidos celulares.

Se produce en la combustión incompleta del carbón y de sus compuestos, y una de sus principales fuentes de emisión son los automóviles, aunque también se produce en la naturaleza, fundamentalmente por la actividad de algas.

#### **d) El dióxido de carbono**

La mayor parte del CO<sub>2</sub> se produce en la respiración de las biocenosis y, sobre todo, en las combustiones de productos fósiles (petróleo y carbón), el CO<sub>2</sub> es un componente del aire es utilizado por los vegetales en la fotosíntesis.

El nivel de CO<sub>2</sub> en la atmósfera esta aumentando de modo alarmante durante los últimos decenios, debido el desarrollo industrial. Por otra parte se sabe que al aumentar la concentración de CO<sub>2</sub> en la atmósfera aumenta la energía que queda en la tierra procedente del sol, y ello lo hace en forma de calor, este efecto se conoce como el efecto invernadero, es causado por la transparencia del CO<sub>2</sub>, que por una parte permite pasar mejor la radiación solar y por otra provoca una mayor retención de la radiación IR emitida desde la tierra.

### **LOS COMPUESTOS GASEOSOS DEL AZUFRE**

#### **a) Los óxidos de azufre**

De los posibles óxidos de azufre que existen solo el dióxido y el trióxido son importantes contaminantes del aire.

El SO<sub>3</sub> se emite conjuntamente con el SO<sub>2</sub> en una proporción del 1 a 5 %, pero se combina rápidamente con el vapor de agua para formar ácido sulfúrico.

El SO<sub>2</sub> es un gas incoloro y de olor irritante, las emisiones de este gas provenientes principalmente de la combustión de petróleo y carbón, y de una manera especial de las calderas de calefacción y de las instalaciones industriales.

## b) Sulfuro de hidrógeno

El sulfuro de hidrógeno es tóxico y de olor característico a huevos podridos. Son emitidas a la atmósfera por fuentes contaminantes, principalmente de papeleras que lo utilizan para extraer celulosa de la madera.

En la atmósfera el sulfuro de hidrógeno es oxidado a dióxido de azufre en pocas horas, aumentando el nivel de éste.

## LOS COMPUESTOS GASEOSOS DEL NITRÓGENO

El nitrógeno forma un gas diatómico muy estable que es el principal componente del aire con un 78%. Por otra parte, forma un gran número de compuestos gaseosos, algunos de los cuales tienen origen en el desarrollo de la actividad humana.

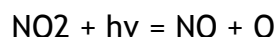
## a) Óxidos de nitrógeno

Los óxidos de nitrógenos incluyen los siguientes compuestos: óxido nitroso ( $\text{N}_2\text{O}$ ), óxido nítrico ( $\text{NO}$ ), trióxido de nitrógeno ( $\text{NO}_3$ ), sesquióxido de nitrógeno ( $\text{N}_2\text{O}_3$ ), tetróxido de nitrógeno ( $\text{N}_2\text{O}_4$ ) y pentóxido de nitrógeno ( $\text{N}_2\text{O}_5$ ), también pueden encontrarse en el aire los correspondientes ácidos: el ácido nítrico ( $\text{HNO}_3$ ) y el ácido nitroso ( $\text{HNO}_2$ ).

De todos ellos son los tres primeros los que se encuentran en cantidades apreciables.

El  $\text{NO}$  es producido por acción biológica y en los procesos de combustión. Es oxidado por acción del ozono para producir  $\text{NO}_2$  y el tiempo de residencia es de solo 5 días.

El NO<sub>2</sub> es uno de los contaminantes más peligrosos, en primer lugar por su carácter irritante y, en segundo lugar, porque se descompone por medio de la luz solar según la reacción:



La formación de oxígeno atómico, que es muy reactivo, convierte al oxígeno en ozono.

## b) Amoníaco

El amoníaco (NH<sub>3</sub>) está considerado un contaminante de poca importancia. Su presencia en la atmósfera se debe principalmente a la acción de las bacterias, el tiempo de residencia está estimado en 7 días no conociéndose efectos dañinos para la salud.

## LOS GASES HALOGENADOS

En este grupo se consideran los derivados del flúor, cloro y bromo.

De todos ellos el cloro, el fluoruro, el cloruro de hidrógeno, los freones, los pesticidas y los herbicidas halogenados son los que se encuentran con mayor frecuencia. Los más peligrosos para el medio ambiente, por sus efectos nocivos en animales y plantas, son los herbicidas y plaguicidas, así como los fluoruros, que, a su vez, son altamente corrosivos en presencia de vapor de agua. Por otra parte, los freones deben tenerse en cuenta debido a su posible capacidad de destruir la capa de ozono.

## EL OZONO

El ozono (O<sub>3</sub>) se forma en la atmósfera a partir de la reacción entre el oxígeno molecular y el atómico por reacción fotoquímica catalizada por la luz solar. Cuando hay acumulación de este gas o bien de otros oxidantes, como peróxidos, en las capas bajas de la atmósfera se producen efectos nocivos para

la salud: irritación en los ojos y membranas mucosas, la primera vez que se observó este fenómeno fue en Pasadena, un suburbio de los Ángeles EEUU.

## **METALES**

Algunos metales y sus derivados presentan valores suficientemente altos de presión de vapor y, por lo tanto, pueden existir como gases en la atmósfera. Un ejemplo típico es el mercurio, cuya emisión a la atmósfera se debe principalmente a los procesos de obtención del metal y, en segundo término, a la combustión de fuel con un elevado contenido de mercurio.

Otro ejemplo es el plomo, principalmente en forma de sus alquilderivados utilizados en las gasolinas y emitidos a la atmósfera por los motores de automóviles.

## **PARTÍCULAS Y AEROSOLES**

En una atmósfera urbana pueden identificarse partículas de diferentes características, polvo debido a la desintegración mecánica, con tamaño entre 0,1 y 0,5 micrones, humos que se forman por la condensación de vapores sobresaturados, por sublimación o bien producidas en las reacciones químicas, con un tamaño aproximado de 1 micrón, brumas formadas por la suspensión de gotículas procedentes de la condensación de gases o vapores sobre núcleos adecuados, el tamaño de estas partículas son aproximadamente de 10 micrones.

Cada partícula es diferente en forma, tamaño y composición, al mismo tiempo tiene su historia particular si nos fijamos en su origen, crecimiento, interacción y desaparición. El proceso de generación de partículas y su posterior eliminación es continuo y depende de las específicas fuentes contaminantes, ya sean naturales o antropogónicas, interviniendo de manera importante la meteorología y la topografía de la zona en estudio.



Al conjunto de partículas que pueden encontrarse en la atmósfera se conoce con el nombre de aerosol. El aerosol de las zonas urbanas contaminadas está formado, generalmente, por polvo de sílice, no obstante otros compuestos químicos de diversa índole pueden encontrarse en la atmósfera en forma de aerosol; este es el caso de los sulfatos.

Hay tres mecanismos posibles por lo menos:

- a. Fotooxidación de  $\text{SO}_2$  en presencia de hidrocarburos insaturados y  $\text{NO}_2$ .
- b. Oxidación de  $\text{SO}_2$  en presencia de gotas de agua catalizada por iones metálicos.
- c. Oxidación catalítica de  $\text{SO}_2$  adsorbido en partículas sólidas

También pueden encontrarse en el aerosol metales contaminantes, el plomo, producido por los aditivos añadidos a las gasolinas que utilizan los motores de los automóviles, es uno de los más característicos. Otros metales como cromo, cadmio, hierro, zinc, etc., también han sido determinados así como diferentes aniones: cloruros, bromuros, nitratos, etc.

### **ANÁLISIS DE LA LECTURA:**

1. Investigue sobre los niveles de contaminantes gaseosos en la atmósfera de su localidad y elabore una tabla comparativa tomando como base los datos de la tabla No. 2.
2. Exprese los niveles de contaminación gaseosa de su comunidad en forma de concentración molar (M).
3. Elabore un informe no mayor de 4 hojas donde describa los efectos de la contaminación atmosférica en la salud humana.

### **REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS:**

Chang, R. (2002). *Química General*. (7ª. Edición). Colombia: McGraw-Hill.

*Importancia de las soluciones* disponible en

<http://www.monografias.com/trabajos14/soluciones/soluciones.shtml> (recuperado el 18-03-2010).

*Mezclas homogéneas* disponible en

<http://www.unlu.edu.ar/~qui10017/Quimica%20COU%20muestra%20para%20I10017/Cap%20A1tulo%20VIa.htm> (recuperado el 18-03-2010)

*Partes por millón* disponible en <http://www.greenfacts.org/es/glosario/pqrs/partes-million.htm> (recuperado el 18-03-2010).

*Contaminación atmosférica* disponible en

<http://www.fortunecity.es/expertos/profesor/171/atmosfera.html> (recuperado el 18-03-2010).

## SEMANA No. 9

### OBJETIVOS:

Al finalizar esta sección, el estudiante podrá:

- Efectuar cálculos para obtener una solución diluida a partir de una solución concentrada.
- Efectuar cálculos para elevar la concentración de una solución diluida.
- Efectuar cálculos para determinar la concentración final de una mezcla de soluciones de diferente concentración.

### CONTENIDO:

- Dilución de soluciones.
- Aumento de concentración de soluciones.
- Mezclas de soluciones.



### LECTURA No. 9

Proceda a leer el capítulo No. 4 del libro “Química” de Raymond Chang su sección 4.5 y la página web MEZCLAS

HOMOGÉNEAS disponible en:

<http://www.unlu.edu.ar/~qui10017/Quimica%20COU%20muestra%20para%20I10017/Cap%20A1tulo%20VIa.htm> (recuperado el 18-03-2010).



### ACTIVIDADES BASADAS EN LA LECTURA

Resuelva los siguientes problemas:

1. ¿Cuál será la concentración final de una solución que se obtiene mezclando 400 ml de solución de HCl 0,25 M con 300 ml de agua?
2. ¿Qué volumen de solución de HCl 35 % p/p y densidad 1,08 g/ml es necesario para preparar 100 ml de solución 2 M?
3. ¿Cuál será la concentración de una solución resultante de mezclar 200 ml de solución de NaOH 0,3 M y 250 ml de solución de NaOH 0,4 M?
4. Calcule el volumen de solución 5 M de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  necesarios para preparar 250 ml de solución 0,5 M de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .
5. Calcule la molaridad resultante cuando 50 ml de solución de NaOH 2,3 M se mezclan con 60 ml de una solución de NaOH 1,2 M.
6. Determine la Normalidad resultante de mezclar 500 ml de KCl 0.6 M con 250 ml de KCl 1.6 N y por último agregue 700 ml de agua.
7. ¿Cuántos gramos de KOH hay que agregar a un litro de solución 0.5 N para convertirla en 0.85 N de KOH?
8. Calcule la Molaridad, Normalidad, % en peso de una mezcla de 500 ml de solución 0.5 M de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  con 750 ml de solución 1.2N (la densidad de la mezcla final es de 1.20 g/ml).

### REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS:

Chang, R. (2002). *Química General*. (7ª. Edición). Colombia: McGraw-Hill.

MEZCLAS HOMOGÉNEAS disponible en

<http://www.unlu.edu.ar/~qui10017/Quimica%20COU%20muestra%20para%20IQ10017/Cap%1tulo%20VIa.htm> (recuperado el 18-03-2010).

## SEMANA No. 10

### OBJETIVOS:

Al finalizar esta sección, el estudiante podrá:

- Explicar los conceptos de molalidad, fracción molar y propiedad coligativa.
- Efectuar los cálculos relacionados con las propiedades coligativas.

### CONTENIDO:

- Molalidad.
- Fracción Molar.
- Propiedades coligativas.
- Calculo de pesos moleculares usando propiedades coligativas.



### LECTURA No. 10

Proceda a leer el capítulo No.12 del libro “Química” de Raymond Chang en su secciones 12.3 y 12.6. y la página web SOLUCIONES - PROPIEDADES COLIGATIVAS disponible en

<http://www.elprisma.com/apuntes/curso.asp?id=12906> (recuperada el 22-03-2010)



### ACTIVIDADES BASADAS EN LA LECTURA:

1. Determine la masa molar de un compuesto no electrolito sabiendo que al disolver 384 g de este compuesto en 500 g de benceno, se observó una temperatura de ebullición de la solución de 85,1 °C. (Benceno:  $K_{eb} = 2,53 \text{ °C/molal}$  y punto de ebullición 80,1 °C).

2. Cuantos gramos de glucosa (masa molar 180 g/mol) son necesarios disolver en 1000 g de agua para que la temperatura de ebullición del agua se eleve en 3 °C. (Agua: temperatura de ebullición 100 °C y  $K_{eb} = 0,52$  °C/molal)
3. Determine la constante ebulloscopia de un solvente, si al disolver 100 g de urea (masa molar 60 g/mol) en 250 g de este solvente, éste incrementa su temperatura de ebullición en 2,1 °C.
4. La presión de vapor del metanol puro es 159,76 mmHg. Determinar la fracción molar de glicerol (solute no electrólito y no volátil) necesario para disminuir la presión de vapor a 129,76 mmHg.
5. Una solución contiene 8,3 g de una sustancia no electrolito y no volátil, disuelta en un mol de cloroformo ( $\text{CHCl}_3$ ), esta solución tiene una presión de vapor de 510,79 mm Hg. La presión de Vapor del cloroformo a esta temperatura es 525,79 mm Hg. En base a esta información determine:
  - a- La fracción molar de soluto.
  - b- El número de moles de soluto disueltos.
  - c- La masa molar de soluto.
6. La presión de vapor del Benceno ( $\text{C}_6\text{H}_6$ ) a 25°C es 93,76 mmHg. Determine la presión de vapor de una solución preparada disolviendo 56,4 g de un soluto no volátil ( $\text{C}_{20}\text{H}_{42}$ ) en un kilogramo de Benceno.
7. El alcanfor,  $\text{C}_{10}\text{H}_{16}\text{O}$ , se congela a 179,8 °C ( $K_c = 40$  °C/molal). Cuando se disuelven 0,816 g de sustancia orgánica de masa molar desconocida en 22,01 g de alcanfor líquido, el punto de congelación de la mezcla es 176,7 °C ¿Cual es el peso molecular aproximado del soluto?
8. Se disuelven 10 g de naftaleno en 50 mL de Benceno ( $d = 0,88$  g/mL) ¿Cuál es el punto de congelación de esta solución, sabiendo que la masa molar de naftaleno es 128 g/mol? (benceno:  $K_c = 5,12$  °C/molal y  $T_c = 5,5$  °C).

9. Una disolución acuosa contiene el aminoácido glicina ( $\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$ ). Suponiendo que este aminoácido no ioniza, calcule la molalidad de la disolución si se congela a  $-1,1\text{ }^\circ\text{C}$ . (agua: constante crioscópica  $1,86\text{ }^\circ\text{C/molal}$ ; punto de congelación  $0\text{ }^\circ\text{C}$ )
10. Qué masa de anilina habría que disolver en agua para tener 200 mL de una solución cuya presión osmótica, a  $18\text{ }^\circ\text{C}$ , es de 750 mmHg; sabiendo que la masa molar de la anilina es  $93,12\text{ g/mol}$ .

### **REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS:**

Chang, R. (2002). *Química General*. (7<sup>a</sup>. Edición). Colombia: McGraw-Hill.  
*Soluciones - propiedades coligativas* disponible en <http://www.elprisma.com/apuntes/curso.asp?id=12906> (recuperada el 22-03-2010)

## **SEMANA No.11**

### **OBJETIVOS:**

Al finalizar esta sección, el estudiante podrá:

- Aplicar los conceptos relacionados con la valoración de soluciones.
- Determinar la concentración desconocida de un ácido o base por el proceso de valoración.

### **CONTENIDO:**

- Valoraciones ácido - base.
- Cálculos relacionados con la valoración de soluciones.



### LECTURA No. 11

Proceda a leer el capítulo No. 4 del libro “Química” de Raymond Chang en su sección 4.7 y la página web VALORACIÓN DE SOLUCIONES dispone en

<http://quimica.utn.edu.mx/contenido/temas/tema%209/tema9.htm>

(Recuperada el 23-03-2010).



### ACTIVIDADES BASADAS EN LA LECTURA:

Resuelva los siguientes problemas:

1. Las tabletas de vitamina C contienen ácido ascórbico ( $C_6H_8O_6$ ,  $PM = 167$ , un sólo hidrógeno ácido) y almidón como material de relleno, el cual sirve para darle consistencia. Para determinar la cantidad de vitamina C, la tableta se disuelve en agua y se titula con disolución de hidróxido de sodio. Si la titulación de una tableta disuelta de vitamina C consume 16,85 mL de NaOH 0,1038 mol /L, ¿Qué tan exacta es la etiqueta del frasco si el fabricante sostiene que cada tableta contiene 300 mg de vitamina C?
2. El vinagre consiste en una disolución de ácido acético (un solo hidrógeno ácido) en agua. Suponga que se diluye una muestra de 10 mL de vinagre con agua destilada hasta 100 mL. Se toman 30 mL de vinagre diluido y se titulan con una disolución de NaOH 0,1 mol /L, consumiéndose 15 mL. Si la densidad del vinagre original es 1,052 g/cc ¿Que % del mismo es ácido acético?  $PM. CH_3COOH = 60$
3. ¿Qué volumen de solución 0.115 M de HClO<sub>4</sub> se requiere para neutralizar 50 ml de NaOH 0.0875 M?
4. ¿Qué volumen de HCl 0.128M se requiere para neutralizar 2.87 g de Mg(OH)<sub>2</sub>?
5. Si se necesitan 25.8 ml de AgNO<sub>3</sub> para precipitar todos los iones Cl<sup>-</sup> de una muestra de 785 mg de KCl (con formación de AgCl) ¿Qué molaridad tiene la solución de AgNO<sub>3</sub>?

6. Si se requieren 45.3 ml de una solución 0.108M de HCl para neutralizar una solución de KOH, ¿Cuántos gramos de KOH deben estar presentes en la solución?

**REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS:**

Chang, R. (2002). *Química General*. (7<sup>a</sup>. Edición). Colombia: McGraw-Hill.

Valoración de soluciones disponible en

<http://quimica.utn.edu.mx/contenido/temas/tema%209/tema9.htm> (Recuperada el 23-03-2010)

**SEMANA No. 12**

**OBJETIVOS:**

Al finalizar esta sección, el estudiante podrá:

- Relacionar los conceptos de la escala del pH y pOH.
- Calcular el pH o pOH a partir de las concentraciones de H<sup>+</sup> o OH<sup>-</sup> y las concentraciones de H<sup>+</sup> o OH<sup>-</sup> a partir del pH o pOH.

**CONTENIDO:**

- pH y pOH.
- Cálculos con pH.



**LECTURA No. 12**

Por favor, proceda a leer el capítulo No. 15 del libro “Química” de Raymond Chang en su sección 15.3. y la página web <http://www.ilustrados.com/publicaciones/EypAyEVuusSISbJGu.php>

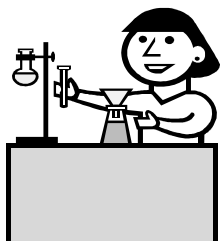
(recuperada el 27-03-2010).





### **ACTIVIDADES BASADAS EN LA LECTURA:**

Por favor resuelva los problemas No. 15.15 a 15.26 del libro “Química” de Raymond Chang.



### **LECTURA COMPLEMENTARIA No. 3**

#### **El pH y el suelo**

El pH es quizá la característica del suelo más comúnmente medida. El pH en suelos ácidos comúnmente es de 4 a 6.5 unidades. Valores más debajo de 4 se obtienen solamente cuando los ácidos libres están presentes. Valores arriba de 7 indican alcalinidad aun así es posible que apreciables cantidades de acidez del suelo, refiriéndonos a términos de capacidad amortiguadora o carga dependiente del pH, puede existir en suelos alcalinos.

El pH generalmente se mide empleando un potenciómetro, el cual indica los cambios en el potencial de la solución a través de dos electrodos, uno indicador y otro de referencia, cuya respuesta a los cambios se registran en un voltímetro. El electrodo de referencia, tiene un potencial estable, el cual no cambia; y el electrodo indicador responde al ión hidrógeno. Se han inventado muchos electrodos sensibles al pH, el que se usa de manera corriente es el electrodo de membrana de vidrio, pues este funciona a través de una reacción de intercambio iónico, por lo cual no está sujeto a la acción de agentes reductores u oxidantes, y su respuesta al medio es más rápida. Está constituido de la siguiente manera: es un bulbo de paredes finas, hecho de un vidrio especial sensible a la actividad del ión hidrógeno, dicho bulbo es unido al fondo de un tubo de vidrio ordinario; dicho tubo contiene una solución acuosa diluida de ácido clorhídrico, con concentración 0.1 F; en este medio está sumergido un alambre de plata revestido de una capa

de cloruro de plata, el alambre de plata se prolonga hacia arriba, por el tubo lleno de resina, lo cual promueve el contacto eléctrico con el circuito externo. La medida del pH de las muestras de suelo se realizan en las condiciones de humedad natural que se encuentran en el campo, debe ser considerada como la mejor en función del ambiente biológico existente en el suelo.

Las medidas sobre muestras desecadas al aire son las más convenientes y las que mas comúnmente se realizan, por lo que es considerado este procedimiento como normal.

Tanto más diluida sea la suspensión de un suelo cuanto más alto será el valor del pH hallado, tanto si es suelo ácido como si es alcalino, esto significa que se diluyen más los iones hidrógeno.

El pH en el suelo se mide en una suspensión de suelo y agua. Los factores que afectan al pH en el lado ácido se dan entre la relación suelo - agua y el contenido de sales de la suspensión suelo - agua.

El efecto de la suspensión suelo - agua es producir valores de pH más bajos entre más sea el volumen que está ocupando el pH en el suelo o mezcla. Para darnos cuenta del efecto que ocasiona la suspensión dependerá de la naturaleza del suelo, si existe gran cantidad de humus, roca parental, mineralogía y otros factores que influyen en el suelo para determinar la cantidad de concentración de sales.

El principal efecto de la concentración de sales sobre el pH es por el intercambio de cationes.

## **ANÁLISIS DE LA LECTURA COMPLEMENTARIA**

1. Elabore un informe no mayor de 3 hojas indicando la relación existente entre el pH del suelo y la absorción de nutrientes por parte de las plantas.
2. Elabore un informe no mayor de 3 hojas indicando como se puede modificar el pH de un suelo.

### **REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS:**

Chang, R. (2002). *Química General*. (7<sup>a</sup>. Edición). Colombia: McGraw-Hill.

Equilibrio químico de ácido - base en soluciones acuosas disponible en la web <http://www.ilustrados.com/publicaciones/EypAyEVuusSISbJGu.php> (recuperada el 27-03-2010).

## **UNIDAD No. 4**

# **ENERGÍA QUÍMICA**

### **Descripción**

La energía química es una manifestación más de la energía. En concreto, es uno de los aspectos de la energía interna de un cuerpo y, aunque se encuentra siempre en la materia, sólo se nos muestra cuando se produce una alteración íntima de ésta.

En la actualidad, la energía química es la que mueve los automóviles, los buques y los aviones y, en general, millones de máquinas. Tanto la combustión del carbón, de la leña o del petróleo en las máquinas de vapor como la de los derivados del petróleo en el estrecho y reducido espacio de los cilindros de un motor de explosión, constituyen reacciones químicas.

El carbón y la gasolina gasificada se combinan con el oxígeno del aire, reaccionan con él y se transforman suave y lentamente, en el caso del carbón, o instantánea y rápidamente, en el caso de la gasolina dentro de los cilindros de los motores. Las mezclas gaseosas inflamadas se dilatan considerable y rápidamente y en un instante comunican a los pistones del motor su energía de traslación, su fuerza viva o de movimiento.

Finalmente, hay que mencionar la más reciente y espectacular aplicación de la energía química para lograr lo que durante muchos siglos constituyó su sueño: el viaje de ida y vuelta al espacio exterior y a la Luna, así como la colocación de distintos tipos de satélites artificiales en determinadas órbitas.

La humanidad ha utilizado desde su existencia reacciones químicas para producir energía. Desde las más rudimentarias, de combustión de madera o carbón, hasta las más sofisticadas, que tienen lugar en los motores de los modernos aviones o naves espaciales.

## SEMANA No.13

### OBJETIVOS:

Al finalizar esta sección, el estudiante podrá:

- Explicar los cambios de energía asociados a las reacciones químicas.
- Diferenciar entre una reacción exotérmica y una reacción endotérmica.
- Explicar la diferencia entre capacidad calorífica y calor específico.

### CONTENIDO:

- Cambios de energía en las reacciones químicas.
- Reacciones Exotérmicas y Endotérmicas.
- Capacidad calorífica y calor específico.



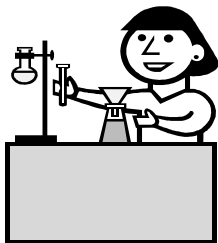
#### LECTURA No. 13

Por favor, proceda a leer el capítulo No. 6 del libro “Química” de Raymond Chang en su secciones 6.2 y 6.3 y la página web REACCIONES QUÍMICAS Y ENERGÍA CALORÍFICA disponible en <http://www.rena.edu.ve/cuartaEtapa/quimica/Tema18.html> (recuperada el 30-03-2010).



#### ACTIVIDADES BASADAS EN LA LECTURA

Resuelva los problemas del 6.13 a 6.21 del libro “Química” de Raymond Chang.



#### CASO No. 4

#### La Combustión

Es la reacción exotérmica más conocida. Es una reacción química rápida entre dos sustancias, que es generalmente acompañada por la generación de calor y luz en forma de Flama. En la mayoría de los casos, el oxígeno ( $O_2$ ) es parte de los reactivos.

La reacción química así producida es una oxidación, y las nuevas sustancias que se forman se llaman óxidos.

Los procesos químicos en la combustión son iniciados generalmente por factores como calor, luz, y chispas. Cuando los materiales combustibles alcanzan la temperatura específica de ignición y la presión ambiental necesaria para ello, la reacción de combustión comienza. La combustión entonces se expande desde la fuente de ignición hacia las capas adyacentes de mezcla de gas; a su vez, cada punto de la capa ardiendo sirve como fuente de ignición para la siguiente capa adyacente, y así sucesivamente. La combustión es finalizada cuando el equilibrio se alcanza entre el total de energía calorífica de los reactivos y el total de energía calorífica de los productos.

En una combustión, además de los procesos químicos en la combustión, nos topamos con procesos de tipo físicos. En la combustión de tipo gaseosa, por ejemplo, la difusión de reactivos y los productos de la combustión, dependen en su concentración, presión y cambios de temperatura, así como la difusión de coeficientes.

La combustión también puede emitir energía luminosa, especialmente en la porción infrarroja del espectro luminoso. La luz emitida por una Flama, se origina

de la presencia de partículas en estado de excitación eléctrica y de iones, radicales y electrones.

Otro detalle que se encuentra entre las curiosidades de la combustión, es que todos los combustibles corrientes contienen Carbono (C). La hulla y el coque son carbono más o menos puro; el gas de la ciudad, el butano, la gasolina, el petróleo y el aceite pesado son compuestos orgánicos de carbono e hidrógeno, mejor conocidos por todos nosotros como Hidrocarburos.

En una combustión completa (en la que todos los componentes combustibles son consumidos), a partir del carbono se forma dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ); a partir de hidrocarburos, obtenemos dióxido de carbono y agua. Si la cantidad de oxígeno es insuficiente para una combustión completa, se forma monóxido de carbono (CO) que es un gas venenoso. La lumbre de una chimenea cuyo tiro está muy cerrado, de forma que entra poco oxígeno, puede causar peligrosas intoxicaciones por monóxido de carbono. Si la combustión del carbón de piedra y de la madera es muy incompleta, se forma brea. La mayoría de los combustibles contiene sustancias minerales que no arden y quedan en forma de ceniza.

El color de una Flama gaseosa pura, depende de la sustancia que se quema. La llama de los hidrocarburos es azul si se cuenta con el oxígeno preciso. El color es casi independiente de la temperatura de la Flama. Si se sustituye el aire por oxígeno puro (recordemos que el aire es una mezcla de gases, principalmente Nitrógeno y Oxígeno), por ejemplo, en un soplete, la Flama se calienta más y luce con mayor intensidad, pero sigue siendo de color azul. Cuando se calienta un cuerpo sólido, adopta diferentes colores según la temperatura. Las partículas sólidas incandescentes del combustible son las que dan a la Flama sus colores, desde el rojo oscuro a los 600-800 oC, el naranja y el amarillo en los 1100-1200 oC, hasta llegar al blanco deslumbrante por encima de los 1500 oC.

Veamos un ejemplo de la coloración de la Flama. Cuando arde una vela de estearina, se derrite una parte de ésta, se gasifica y forma una Flama. La temperatura del interior de la Flama es inferior a la del exterior, por no hallarse como éste, en contacto directo con el aire. Partículas incandescentes de estearina dan su color a la Flama. Si se pone sobre ella un terrón de azúcar, se adhieren a su superficie las partículas de carbón de dicha Flama.

Los colores luminosos del fuego proceden de una serie de partículas de carbón que flotan dentro de la lumbre. Todos los cuerpos que arden producen luz, cuyo color depende de la temperatura. La temperatura alta da luz, preferentemente de la zona azul del espectro luminoso; la temperatura baja emite un color de la luz que va desde el amarillo y naranja hasta el rojo.

### **ANÁLISIS DEL CASO**

1. Elabore un informe no mayor de 3 hojas sobre los diferentes tipos de combustibles utilizados en la actualidad para la generación de calor.
2. Investigue y elabore un informe no mayor de 3 hojas de la existencia de reacciones de combustión que no presenten flama.

### **REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS:**

Chang, R. (2002). *Química General*. (7ª. Edición). Colombia: McGraw-Hill.

*Reacciones químicas y energía calorífica* disponible en

<http://www.rena.edu.ve/cuartaEtapa/quimica/Tema18.html> (recuperada el 30-03-2010).

*Combustión* disponible en la página web

<http://library.thinkquest.org/27767/combus.htm> (recuperada el 30-03-2010)



## SEMANA No. 14

### OBJETIVOS:

Al finalizar esta sección, el estudiante podrá:

- Explicar el concepto de entalpia o calor de formación de una sustancia.
- Determinar la entalpia o calor de reacción utilizando la ley de Hess.

### CONTENIDO:

- Entalpia de formación.
- Entalpia de reacción.
- Ley de Hess



### LECTURA No. 14

Proceda a leer el capítulo No. 6 del libro “Química” de Raymond Chang en su sección 6.5.



### ACTIVIDADES RELACIONADAS CON LA LECTURA.

Proceda a resolver los siguientes problemas:

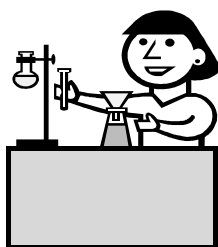
1. Calcule el calor de formación del acetileno (etino), conocidos los calores de formación del H<sub>2</sub>O (l) y del CO<sub>2</sub> (g), así como el calor de combustión del acetileno.

DATOS:  $\Delta H_{\text{formación}} \text{ agua líquida} = -285,8 \text{ KJ/mol}$ ;  $\Delta H_{\text{formación}} \text{ CO}_2 \text{ gas} = -393,13 \text{ KJ/mol}$

$\Delta H_{\text{combustión}} \text{ etino} = -1300 \text{ KJ/mol}$

2. La entalpía de formación del amoníaco es  $\Delta H = -46,2 \text{ KJ/mol}$ . Calcule el calor de reacción cuando se forman 3 litros de amoníaco, medidos en condiciones normales.  
DATOS:  $R=0,082 \text{ atm.l/K mol}$  .Masas atómicas  $N=14 \text{ H}=1$
3. La gasolina puede ser considerada como una mezcla de octanos ( $\text{C}_8 \text{H}_{18}$ ). Sabiendo que los calores de formación de: agua gas =  $-242 \text{ KJ/mol}$ ; dióxido de carbono =  $-394 \text{ KJ/mol}$ ; y octano líquido =  $-250 \text{ KJ/mol}$ .
- Escriba la reacción de combustión de la gasolina.
  - Calcule la energía liberada en la combustión de 5 litros de gasolina sabiendo que su densidad es de  $800 \text{ Kg/m}^3$ .
4. El calor de formación del  $\text{AgCl (s)}$ , en condiciones normales, es  $-30,3 \text{ Kcal/mol}$  y la entalpía de la reacción  $\text{Pb (s)} + 2 \text{ AgCl (s)} = \text{PbCl}_2 \text{ (s)} + 2 \text{ Ag (s)}$  vale  $-25,1 \text{ Kcal}$  en las mismas condiciones. Calcule:
- El calor de formación del  $\text{PbCl}_2 \text{ (s)}$ .
  - Calor que se genera en el proceso cuando reaccionan  $1,84 \times 10^{24}$  átomos de  $\text{Pb (s)}$ .
- DATOS:  $n^\circ$  de Avogadro  $6,022 \cdot 10^{23}$ .
5. Conocidas las siguientes entalpías de formación del gas propano  $-183,8 \text{ KJ/mol}$ , del dióxido de carbono gaseoso es  $-393,5 \text{ KJ/mol}$  y del agua líquida es  $-285,5 \text{ KJ/mol}$ , y sabiendo también que la capacidad calorífica del agua es de  $4,18 \text{ KJ/Kg }^\circ\text{K}$ . Calcule:
- El calor de combustión del propano a  $T=298^\circ\text{K}$  y  $1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ .
  - Determine la cantidad de propano necesaria para calentar, en las condiciones anteriores, 50 l de agua (densidad  $1 \text{ g/ml}$ ) desde  $10^\circ\text{C}$  hasta  $70^\circ\text{C}$  suponiendo que el rendimiento es del 70%.
6. Los calores de combustión estándar del carbono (s) y benceno (l) son, respectivamente,  $-393,7 \text{ KJ/mol}$  y  $-3267 \text{ KJ/mol}$ , y el de formación del agua (l)  $-285,9 \text{ KJ/mol}$ . Calcule:
- El calor de formación del benceno (l).
  - Las calorías que se desprenden en la formación de 1 Kg de benceno (l).

7. La hidracina  $\text{N}_2\text{H}_4$  (l) y la dimetilhidracina  $\text{N}_2\text{H}_2(\text{CH}_3)_2$  (l) son combustibles. Reaccionan espontáneamente con oxígeno obteniéndose en ambos casos agua vapor y nitrógeno gaseoso y además dióxido de carbono si se quema la  $\text{N}_2\text{H}_2(\text{CH}_3)_2$ . Calcule
- El calor de combustión de ambos combustibles expresado en KJ/g.
  - Si el proceso de combustión es exotérmico o endotérmico. Determine además si variará la entropía, y si es así en que sentido lo hará.
8. La entalpía de combustión del propano es -526,3 Kcal. Las entalpías de formación estándar del dióxido de carbono y del agua son respectivamente de -94,03 Kcal/mol y -68,30 Kcal/mol. Calcular:
- Entalpía de formación del propano.
  - Los Kg de carbón que serán necesarios quemar, siendo el rendimiento del 80%, para producir la misma cantidad de energía que la obtenida en la combustión de 1 Kg de propano.
- DATOS: entalpía de combustión del carbón: -5 Kcal/g. Masa atómica del C:12 O:16 H:1.
9. Realice lo que se le solicita a continuación:
- Determinar el valor de las entalpías de las siguientes reacciones:  
 $2 \text{SO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) = 2 \text{SO}_3 (\text{g})$                        $\text{N}_2\text{O}_4 (\text{g}) = 2 \text{NO}_2 (\text{g})$
  - ¿ Cómo influye en ambos equilibrios un aumento de temperatura ?, ¿ y un aumento de presión?.
- DATOS: Entalpías de formación en KJ/mol:  
 $\text{SO}_2 (\text{g}) = -297$  ;  $\text{SO}_3 (\text{g}) = -396$  ;  $\text{N}_2\text{O}_4 (\text{g}) = 9,2$  ;  $\text{NO}_2 (\text{g}) = 33,2$



#### LECTURA COMPLEMENTARIA No. 4

#### Valor energético de los alimentos o valor calórico

Todas las sustancias nutritivas que se absorben tienen como objetivo proporcionar al organismo la energía suficiente para que pueda realizar, eficazmente y con el menor coste posible, todas sus funciones y,

además, proporcionar el material constitutivo necesario para ir reponiendo las pérdidas propias que se producen durante el desarrollo de estas funciones.

El hombre y los animales superiores (organismos heterótrofos) consiguen esta energía a través del proceso de oxidación de los nutrientes que se ingieren a través de la alimentación. Las células, para obtener energía, no pueden utilizar esas sustancias directamente, puesto que la producción energética celular se sustenta, casi por completo, en una molécula denominada adenosintrifosfato, o ATP, el cual se sintetiza a partir de las sustancias nutritivas anteriormente citadas.

El ATP tiene tres moléculas de ácido fosfórico las cuales están enlazadas entre sí; estos enlaces son fáciles de romper y además liberan gran cantidad de energía que será la utilizada por todas las células del organismo.

Cuando una célula necesita energía para cualquier función, mediante un proceso de hidrólisis se separa de la extremidad de la molécula del ATP una de las uniones de fosfato, lo que produce una gran liberación de energía (aproximadamente 7.300 calorías).

Como resultado de esta reacción aparece un nuevo compuesto con dos moléculas de ácido fosfórico: el adenosindifosfato o ADP, la cual, mediante una reacción reversible, se unirá posteriormente a una nueva molécula de ácido fosfórico, con lo que se obtendrá, de nuevo, otra molécula de ATP.

Las células, a través de procesos bioquímicos complejos, transforman la energía potencial presente en los alimentos de la dieta en otros tipos de energía necesaria para poder llevar a cabo todas las funciones vitales tales como el pensamiento, el crecimiento, la energía cinética, para las actividades motrices; la energía térmica regula la temperatura; la energía eléctrica, se emplea en la conducción de impulsos nerviosos.

El valor energético o valor calórico de un alimento es proporcional a la cantidad de energía que puede proporcionar al quemarse en presencia de oxígeno. Se mide en calorías, que es la cantidad de calor necesario para aumentar en un grado la temperatura de un gramo de agua.

Como su valor resulta muy pequeño, en dietética se toma como medida la kilocaloría (1Kcal = 1000 calorías). A veces, a las kilocalorías se las llama Calorías (con mayúscula), por lo tanto si se lee que un alimento tiene 100 Calorías, debe interpretarse que dicho alimento tiene 100 kilocalorías por cada 100 gr. de peso.

Las calorías son una medida de energía, por lo tanto no existen diferentes tipos de calorías, una caloría grasa tiene la misma cantidad de energía que una caloría de proteína o carbohidratos.

Los alimentos contienen cantidades diferentes de energía; ésta es la razón por la cual cada grupo de nutrientes -glúcidos, lípidos o proteínas- tiene un valor calórico diferente y más o menos uniforme en cada grupo. Los alimentos ricos en grasa tienen un contenido energético mucho mayor que los carbohidratos o proteínas.

No todos los alimentos que ingerimos se queman para producir energía, una parte de ellos se usan para reconstruir las estructuras del organismo o facilitar las reacciones químicas necesarias para el mantenimiento de la vida. Toda la energía que acumulamos en el organismo como reserva a largo plazo se almacena en forma de grasas.

El metabolismo es el proceso de descomposición del alimento para uso como energía. El aumento de actividad provoca aumento en el metabolismo, ya que el cuerpo requiere mayor combustible y con la disminución de actividad el cuerpo continúa almacenando energía en células grasas y no la usa. Por lo tanto, el

aumento de peso es el resultado del incremento de la ingesta de alimento, reducción de actividad o de ambos.

### **ACTIVIDAD RELACIONADA CON LA LECTURA COMPLEMENTARIA**

1. Basándose en las tablas nutricionales que llevan impresas en sus empaques, elabore una tabla comparativa de los siguientes alimentos: pan blanco, pan integral, aceite de oliva, margarina vegetal, refresco de soda, fruta en conserva, helado, queso mozzarella, atún enlatado, tocino y determine cual es el alimento que provee mayor cantidad de calorías tomando como base una misma porción de referencia.

### **REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS:**

Chang, R. (2002). *Química General*. (7ª. Edición). Colombia: McGraw-Hill.

*Asesoría nutricional* disponible en la página web <http://www.asesorianutricional.com.ar/energia-dieta.htm> (recuperada el 03-04-2010).

## **SEMANA No. 15**

### **OBJETIVOS:**

Al finalizar esta sección, el estudiante podrá:

- Explicar el concepto de entropía.
- Relacionar este concepto con las reacciones químicas.

### **CONTENIDO:**

- Entropía.
- Leyes de la termodinámica.



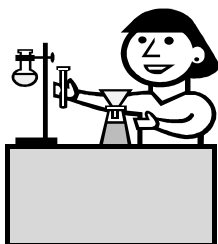
### **LECTURA No. 15**

Proceda a leer el capítulo No. 18 del libro “Química” de Raymond Chang en su sección 18.1 a 18.3 y la página web *La termodinámica y el concepto de entropía* disponible en <http://www.monografias.com/trabajos/termoyentropia/termoyentropia.shtml> (recuperada el 07-04-2010).



### **ACTIVIDAD BASADA EN LA LECTURA**

Proceda a resolver los ejercicios 18.4, 18.5, 18.7 a 18.13 del libro “Química” de Raymond Chang.



### **LECTURA COMPLEMENTARIA No. 5**

#### **Entropía y otras ciencias.**

El concepto entropía que originalmente se introdujo en la termodinámica clásica para dar una base cuantitativa al hecho de que los procesos que se producen en forma natural se efectúan en una dirección específica; posteriormente se utilizó en la termodinámica estadística, donde se consideró que la entropía era una medida del número de micro estados que un sistema puede tener. También los ecólogos se interesaron directamente en los conceptos fundamentales de la termodinámica, porque definen algunas restricciones en la construcción de los ecosistemas.

Por otro lado, el concepto de entropía está siendo utilizado en la Teoría de la comunicación, aquí, la entropía es considerada como una medida de la información. El concepto de Entropía en Ecología: Según Tyler (1990) "millones de mediciones hechas por científicos, han demostrado que en cualquier conversión

de energía de una forma a otra, siempre hay una disminución de la calidad de la energía, o de la cantidad de energía útil". Este resumen de lo que siempre se encuentra que ocurre en la naturaleza es lo que se conoce como principio de degradación de la energía, o bien como segundo principio de la termodinámica: cuando la energía cambia de una forma a otra, parte de la energía útil siempre es degradada a una calidad inferior, más dispersa (entropía más alta) y menos útil.

Generalmente, tal energía se degrada a la forma de energía térmica (por el mecanismo calor) que se transfiere al ambiente y es dispersado con el movimiento al azar de las moléculas de aire o agua, a una temperatura relativamente baja. En otras palabras, de acuerdo con esta ley de la degradación de la calidad de la energía, "no se puede quedaren términos de calidad de la energía". Cuanta más energía se use, tanto más energía desordenada, de bajo grado (calor) o entropía, se agrega al ambiente. Nadie ha encontrado una excepción a esta ley científica fundamental. La vida también está ligada al segundo principio de la termodinámica. Como la vida representa una creación y la conservación de estructuras ordenadas (baja entropía). Por lo tanto, podría pensarse que la vida no está gobernada por el segundo principio de la termodinámica. Sin embargo, para formar y preservar el arreglo altamente ordenado de las moléculas y la red organizada de cambios químicos en el cuerpo humano, se debe continuamente adquirir y usar recursos materiales y recursos energéticos de alta calidad.

Conforme se usan estos recursos, se agrega (transfiere) energía de baja calidad, desordenado (entropía alta) y material de desecho al entorno. Plantar, cultivar, procesar y cocinar los alimentos, requieren energía de alta calidad y recursos materiales que transfieren energía térmica de baja calidad y material de desperdicios al ambiente. Esto ocurre también, cuando los depósitos concentrados de minerales y combustibles se extraen de la corteza terrestre, se procesan y utilizan o queman para calentar y enfriar las edificaciones que los seres humanos ocupan, para movilizarse y para construir caminos y otros elementos que se utilizan a diario.



Las mediciones muestran que la cantidad total de entropía, en forma de energía térmica de baja calidad dispersa, y de materia de baja calidad dispersa, también enviados al ambiente para mantener vivo al ser humano (o a cualquier otro organismo vivo), y proporcionar todos los elementos que se usan, es mucho mayor que el desorden conservado en el cuerpo. Por tanto, "todas las formas de vida son minúsculos depósitos de orden (baja entropía) que se conservan por la creación de un mar de desorden (alta entropía) en el ambiente.

La característica primaria de cualquier sociedad industrial avanzada, es una continua transferencia siempre creciente de energía de alta calidad y recursos materiales para mantener el orden en los cuerpos de los seres humanos y los grandes receptáculos de orden que llaman civilización". Como resultado, las sociedades industrializadas de hoy, incrementan la entropía del ambiente a una rapidez mayor que cualquier otra sociedad en la historia de la humanidad. El segundo principio de la termodinámica dice que no podemos evitar esta trampa de la entropía, pero podemos reducir o minimizar la producción del desorden entrópico.

#### **ANÁLISIS DE LA LECTURA:**

1. Elabore un informe no mayor de 3 hojas donde indique la relación de la entropía con sus actividades diarias.
- 2.- Elabore un informe no mayor de 2 hojas ampliando la relación que tiene la entropía con el crecimiento de las plantas.

#### **ACTIVIDAD ADICIONAL**

Proceda a leer el cuento LA ÚLTIMA PREGUNTA del libro "NUEVE FUTUROS" de Isaac Asimov y relacione los conceptos indicados en el cuento con la entropía.

**REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS:**

Chang, R. (2002). *Química General*. (7ª. Edición). Colombia: McGraw-Hill.

EL CONCEPTO DE ENTROPÍA disponible en la web [www.ciencia-ahora.cl/Revista19/07ElConceptoEntropia.pdf](http://www.ciencia-ahora.cl/Revista19/07ElConceptoEntropia.pdf). (recuperada el 07-04-2010).

LA TERMODINÁMICA Y EL CONCEPTO DE ENTROPÍA disponible en <http://www.monografias.com/trabajos/termoyentropia/termoyentropia.shtml> (recuperada el 07-04-2010).

**SEMANA No. 16**

**OBJETIVOS:**

Al finalizar esta sección, el estudiante podrá:

- Explicar el concepto de energía libre de Gibbs.
- Predecir basado en el cambio de energía libre de Gibbs si una reacción química será espontánea o no.

**CONTENIDO:**

- Energía Libre de Gibbs.
- Energía libre y equilibrio químico.



**LECTURA No. 16**

Por favor, proceda a leer el capítulo No. 18 del libro “Química” de Raymond Chang en su sección 18.4 a 18.6 y la página web *Energía libre, espontaneidad y equilibrio* disponible en la web

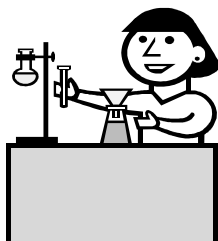
<http://dta.usalca.cl/quimica/profesor/jvilla/termo3.DOC>

(recuperada el 08-04-2010).



### **ACTIVIDADES BASADAS EN LA LECTURA**

Resuelva los problemas 18.17 a 18.32 del libro “Química” de Raymond Chang.



### **LECTURA COMPLEMENTARIA No. 6**

#### **La energía celular.**

Las células están compuestas de moléculas, a su vez constituidas en su mayor parte por seis elementos principales, que son: carbono, hidrógeno, nitrógeno, oxígeno, fósforo y azufre; estos elementos forman 99% de su peso. Por otra parte, el agua es la sustancia más abundante en la célula y ocupa 70% de su peso. El átomo de carbono desempeña un papel importantísimo en la biología, debido a que es capaz de formar moléculas de gran tamaño y variedad, ya que puede formar cadenas o anillos.

Los átomos de carbono forman enlaces muy fuertes y resistentes ya sea entre ellos mismos o con otros átomos, los cuales se conocen como enlaces covalentes. Cada átomo de carbono se puede combinar con otros, y formar así un número muy grande y variado de compuestos.

Pero los enlaces, por su propia "fuerza" o energía, representan en realidad la forma en la que nuestras células reciben energía y la pueden utilizar, mediante complicados procesos, que se tratarán a continuación.

Antes de empezar, señalaremos el significado de algunos términos que se utilizan con frecuencia al hablar de las transformaciones de las sustancias que se encuentran en los seres vivos. En primer lugar, las células cuentan con caminos para formar moléculas más pequeñas a partir de moléculas grandes, y a este

proceso se le llama catabolismo. Hay un proceso inverso, que consiste en la formación de moléculas más grandes, a partir de otras más pequeñas, que recibe el nombre de anabolismo. De forma general, a todo el conjunto de transformaciones que sufren las sustancias en el organismo o en una célula se le llama metabolismo.

### **La degradación de las moléculas**

Para que las células puedan aprovechar las sustancias en sus distintas funciones deben primero degradarlas. Los procesos de degradación, o catabólicos, ocurren en tres etapas; en la primera, se rompen las grandes moléculas en sus componentes más sencillos, las proteínas en aminoácidos, los carbohidratos en azúcares sencillos y las grasas en ácidos grasos (Figura III.2). Esta degradación de las moléculas grandes libera energía que se disipa en parte en forma de calor.

En una segunda etapa, estas pequeñas moléculas son a su vez degradadas para formar moléculas todavía más pequeñas, con la posibilidad de obtener energía útil para la célula. Estas moléculas pequeñas son el piruvato y la acetil coenzima A; el piruvato también a su vez se transforma en acetil coenzima A.

Para el caso de los azúcares, por ejemplo, en la primera etapa se degradan los polímeros, como el glucógeno, para dar glucosa. En la segunda etapa, la glucosa se degrada para dar piruvato, y éste se convierte en acetil coenzima A. Finalmente, ésta se degrada para dar CO<sub>2</sub> y H<sub>2</sub>O. Es necesario señalar que, de las tres etapas, sólo en las dos últimas se obtiene energía aprovechable por la célula, en forma de ATP. La degradación de la glucosa a piruvato u otros compuestos cercanos es probablemente el camino metabólico más antiguo que existe, y todavía algunos organismos lo utilizan para obtener ATP.

Con objeto de obtener energía y otras sustancias, tan sólo para partir a la molécula de glucosa en dos fragmentos iguales de piruvato o lactato, se requiere

de un gran número de pasos, catalizados cada uno por una enzima diferente. La degradación de la glucosa, o glucólisis, se puede llevar a cabo tanto en ausencia como en presencia de oxígeno. Sin embargo, lo más importante del proceso es que parte de la energía contenida en los enlaces de la glucosa puede transformarse, con bajo rendimiento, en la de los enlaces del ATP, directamente aprovechable por la célula.

Pero aunque una molécula de glucosa que se degrada para dar ácido láctico sólo produce dos moléculas de ATP, esta vía puede funcionar a gran velocidad en algunas células, las musculares, por ejemplo. Los atletas que participan en las pruebas rápidas, como por ejemplo la carrera de los 100 metros, obtienen casi toda la energía para la competencia, de esta vía metabólica.

#### **ACTIVIDAD RELACIONADA CON LA LECTURA COMPLEMENTARIA**

1. Elabore un diagrama sencillo donde se muestre las diferentes etapas del proceso de obtención de energía celular.
2. Elabore un informe que indique si existen diferencias entre las células animales y vegetales para la obtención de energía para sus funciones biológicas.

#### **REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS:**

Chang, R. (2002). *Química General*. (7ª. Edición). Colombia: McGraw-Hill.

*Energía libre, espontaneidad y equilibrio* disponible en la página web <http://dta.usalca.cl/quimica/profesor/jvilla/termo3.DOC> (recuperada el 08-04-2010).

*La energía del mundo animal, el aprovechamiento de los alimentos* disponible en la página web [http://bibliotecadigital.ilce.edu.mx/sites/ciencia/volumen2/ciencia3/092/htm/sec\\_7.htm](http://bibliotecadigital.ilce.edu.mx/sites/ciencia/volumen2/ciencia3/092/htm/sec_7.htm) (recuperada el 08-04-2010).

## UNIDAD No. 5

# EQUILIBRIO QUÍMICO

### Descripción

El equilibrio químico es un estado de un sistema en el cual no se observan cambios a lo largo del tiempo o sea que permanecen constantes sus principales características. No significa que el sistema este estático, sino que los cambios en una dirección están equilibrados con otros cambios en la dirección opuesta.

Este equilibrio participa en muchas funciones importantes para la vida como por ejemplo: el equilibrio de concentración entre el interior de las células y los líquidos que la rodean. Si este equilibrio se rompe, puede originar daños en las estructuras celulares y hasta la muerte de la célula misma.

Otro ejemplo es el equilibrio del pH en nuestros organismos. Los seres vivos somos muy susceptibles a los cambios de pH dado que muchas de nuestras funciones metabólicas se realizan en un rango muy pequeño de variación de pH. Si se llega a romper ese equilibrio, las enzimas que hacen posible la vida, dejarían de funcionar lo que ocasiona graves daños a los procesos celulares.

**SEMANA No. 17**

**OBJETIVOS:**

Al finalizar esta sección, el estudiante podrá:

- Explicar el concepto de equilibrio químico.
- Explicar la relación de una reacción reversible con el equilibrio químico.
- Calcular valores de la constante de equilibrio basado en las concentraciones en equilibrio.

**CONTENIDO:**

- Equilibrio Químico.
- Reacciones reversibles y constante de equilibrio.



**LECTURA No. 17**

Por favor, proceda a leer el capítulo No. 14 del libro “Química” de Raymond Chang en su sección 14.1 a 14.2 y la página web EQUILIBRIO QUIMICO disponible en la web [http:// www.mcgraw-hill.es/bcv/guide/capitulo/8448157133.pdf](http://www.mcgraw-hill.es/bcv/guide/capitulo/8448157133.pdf) (recuperada el 12-04-2010).



**ACTIVIDADES RELACIONADAS CON LA LECTURA:**

Proceda a resolver los ejercicios 14.1 a 14.10 del libro “Química” de Raymond Chang.

**REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS:**

Chang, R. (2002). *Química General*. (7<sup>a</sup>. Edición). Colombia: McGraw-Hill.  
EQUILIBRIO QUÍMICO disponible en la web [http:// www.mcgraw-hill.es/bcv/guide/capitulo/8448157133.pdf](http://www.mcgraw-hill.es/bcv/guide/capitulo/8448157133.pdf) (recuperada el 12-04-2010).

**SEMANA No. 18**

**OBJETIVOS:**

Al finalizar esta sección, el estudiante podrá:

- Explicar la relación entre la cinética química y el equilibrio químico.
- Efectuar cálculos de concentraciones de equilibrio entre reactivos y productos tomando en cuenta el valor de la constante de equilibrio.

**CONTENIDO:**

- Relación entre cinética y equilibrio químico.
- Cálculo de concentraciones en el equilibrio químico.



**LECTURA No. 18**

Por favor, proceda a leer el capítulo No. 14 del libro “Química” de Raymond Chang en sus secciones 14.3 a 14.4 y la página web EQUILIBRIO Y CINÉTICA QUÍMICA, disponible en [http:// www.ieslacampina.es/drupal/files/CINÉTICA Y EQUILIBRIO\\_0.pdf](http://www.ieslacampina.es/drupal/files/CINÉTICA_Y_EQUILIBRIO_0.pdf) (recuperada el 20-04-2010).





**ACTIVIDADES RELACIONADAS CON LA LECTURA:**

Proceda a resolver los siguientes problemas:

1. Calcular las constantes de equilibrio en función de la concentración y de la presión para la reacción entre hidrógeno y nitrógeno en equilibrio a la temperatura de 25 °C, a concentraciones de nitrógeno 1,03 mol/litro, hidrógeno 1,62 mol/litro y de amoníaco 0,102 mol/litro.
2. En una experiencia realizada a 490 °C, para el estudio de la reacción:
 
$$\text{I}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{HI}(\text{g})$$
 se encontró que, una vez alcanzado el equilibrio, las concentraciones de hidrógeno, yodo y yoduro de hidrógeno eran respectivamente 0,000862; 0,00263 y 0,0102 moles/litro. Calcúlese el valor de la constante de equilibrio a la temperatura mencionada.
3. Considere la siguiente reacción:
 
$$2\text{H}_2(\text{g}) + \text{S}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{S}(\text{g})$$
 a la temperatura de 600 °C. En el estado de equilibrio se encuentran 2,5 mol de H<sub>2</sub>, 1,35 x 10<sup>-5</sup> mol de S<sub>2</sub> y 8,7 mol de H<sub>2</sub>S. Determine K<sub>c</sub> sabiendo que el volumen del recipiente es de 12 litros.
4. En un reactor de 1,0 litro de capacidad se colocan 4,0 mol de hidrógeno y 4,0 de yodo a una temperatura de 490 °C, produciéndose la reacción que se indica. Determine la concentración de todas las especies cuando el sistema alcanza el estado de equilibrio. K<sub>c</sub> = 46
 
$$\text{I}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{HI}(\text{g})$$
5. Un recipiente de 1.00L se llena con una mezcla en volúmenes iguales de oxígeno y dióxido de nitrógeno a 27°C y 673 mm Hg de presión parcial. Se calienta a 420°C y una vez alcanzado el equilibrio se encuentran 0.0404 moles de oxígeno. Calcular la constante de equilibrio para el proceso
 
$$2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \leftrightarrow 2\text{NO}_2(\text{g})$$

### **REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS:**

Chang, R. (2002). *Química General*. (7ª. Edición). Colombia: McGraw-Hill.  
*Equilibrio y cinética química*, disponible en [http:// www.ieslacampina.es/-drupal/files/CINÉTICA Y EQUILIBRIO\\_0.pdf](http://www.ieslacampina.es/-drupal/files/CINÉTICA_Y_EQUILIBRIO_0.pdf) (recuperada el 20-04-2010).

## **SEMANA No. 19**

### **OBJETIVOS:**

Al finalizar esta sección, el estudiante podrá:

- Explicar los diferentes factores que afectan el equilibrio químico en una reacción.
- Calcular las nuevas condiciones de equilibrio basado en el principio de Le Chatelier.

### **CONTENIDO:**

- Factores que afectan el equilibrio en una reacción química.
- Principio de Le Chatelier.



### **LECTURA No. 19**

Por favor, proceda a leer el capítulo No. 14 del libro “Química” de Raymond Chang en su sección 14.5 y las páginas web EQUILIBRIO QUÍMICO, disponible en

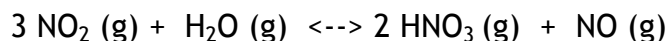
<http://www.clasesdeapoyo.com/documents/search/2955> (recuperada el 25-04-2010) y EQUILIBRIO QUÍMICO disponible en <http://www.gobiernodecanarias.org/educacion/3/Usrn/lentiscal/1-CDQuimica-TIC/DIR-Q/Equilibrio%20Q/LeChatelier/fundamentoteorico-2.htm> (recuperada el 25-04-2010).



**ACTIVIDADES BASADAS EN LA LECTURA:**

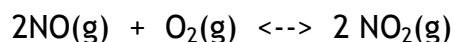
Por favor resuelva los problemas 14.47 a 14.57 del libro “QUÍMICA” de Raymond Chang y los planteados a continuación:

1. Se ha encontrado que cuando la reacción:

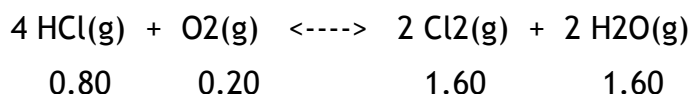


llega al equilibrio a 300°C contiene 0.60 moles de dióxido de nitrógeno, 0.40 moles de agua, 0.60 moles de ácido nítrico y 0.80 moles de óxido nítrico. Calcular cuántos moles de ácido nítrico deben añadirse al sistema para que la cantidad final de dióxido de nitrógeno sea de 0.90 moles. El volumen del recipiente es de 1.00L.

2. Un recipiente de 1.00L se llena con una mezcla en volúmenes iguales de oxígeno y dióxido de nitrógeno a 27°C y 673 mm Hg de presión parcial. Se calienta a 420°C y una vez alcanzado el equilibrio se encuentran 0.0404 moles de oxígeno. Calcular la constante de equilibrio para el proceso

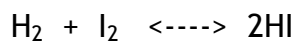


3. Para la siguiente reacción:



los valores indicados corresponden a los moles de cada una de las especies cuando el sistema alcanza el equilibrio a 300°C y una presión total de 629 atm. ¿A qué presión habrá que llevar al sistema para que se reduzca el número de moles de cloro a 1,00?

4. La constante de equilibrio, a 745K, de la reacción



es  $K_c = 50$ . a) ¿Qué cantidad de HI se encontrará tras alcanzarse el equilibrio, si inicialmente, introducimos 1,00 moles de yodo y 3,00 moles de hidrógeno en un recipiente de 1 L a esa temperatura. b) Una vez se ha

alcanzado el equilibrio en a) añadimos 3,00 moles más de hidrógeno, ¿cuál será la nueva concentración de HI en el nuevo estado de equilibrio?



### LECTURA COMPLEMENTARIA No. 7

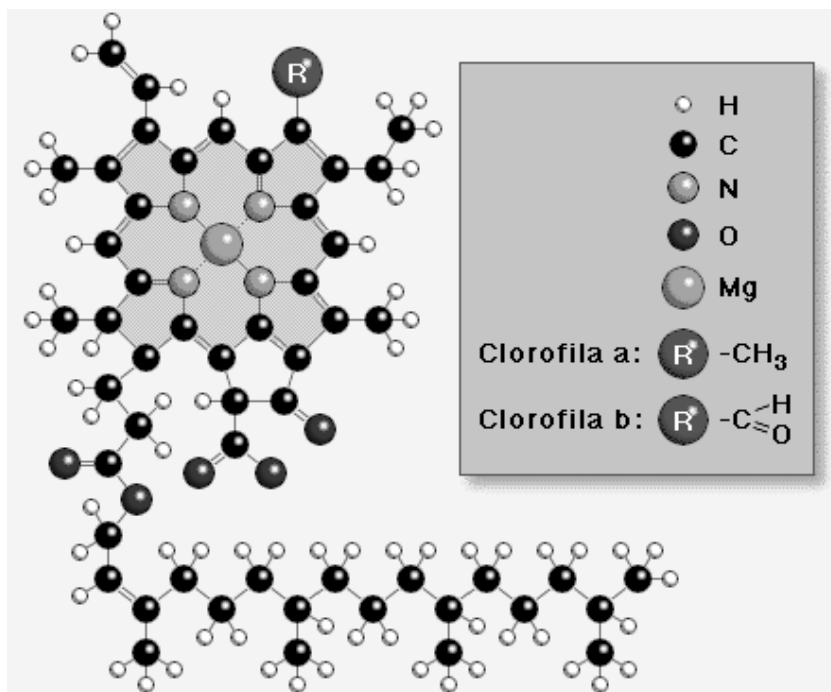
#### La fotosíntesis.

Podemos decir que la fotosíntesis es el proceso que mantiene la vida en nuestro planeta. Las plantas terrestres, las algas de aguas dulces, marinas o las que habitan en los océanos realizan este proceso de transformación de la materia inorgánica en materia orgánica y al mismo tiempo convierten la energía solar en energía química. Todos los organismos heterótrofos dependen de estas conversiones energéticas y de materia para su subsistencia. Y esto no es todo, los organismos fotosintéticos eliminan oxígeno al ambiente, del cual también depende la mayoría de los seres vivos de este planeta.

Hasta los descubrimientos de Van Helmont, hace ya 400 años, se aceptaba que los seres vivos necesitaban "ingerir" alimentos para sobrevivir. En el caso de las plantas, se pensaba que tomaban su alimento del suelo. Este científico plantó un pequeño sauce en una maceta y la regó periódicamente. Luego de 5 años el sauce había incrementado su peso en 75kg., mientras que la tierra de la maceta había disminuido su peso en sólo 70gr. Así concluyó que toda la "sustancia" de la planta se había originado del agua, no del suelo. Pasaron muchos años y muchos experimentos científicos hasta que se llegó a descubrir cómo era el proceso de fotosíntesis y aún hoy en día se continúan descubriendo detalles químicos y metabólicos, es decir, aún hoy hay pasos químicos que realizan los autótrofos que no conocemos. A pesar de esto último estamos en condiciones de poder explicar algunos fundamentos que nos indican cómo hacen los productores para transformar la energía y la materia.

La fotosíntesis ocurre en organelas específicas llamadas cloroplastos, que se encuentran en células fotosintéticas, es decir, en células de productores expuestas al sol. En plantas terrestres estas células están en hojas y tallos verdes (los tallos leñosos tienen células muertas que forman la corteza). Existen también algas fotosintéticas que no poseen cloroplastos, pues son organismos unicelulares procariontes (sin núcleo verdadero ni compartimientos celulares) y también realizan la fotosíntesis. Estas células, llamadas cianofitas o algas verde azules, son seguramente muy similares a los primeros organismos fotosintéticos que habitaron nuestro planeta y realizan la fotosíntesis en prolongaciones de su membrana plasmática y en su citoplasma.

El proceso de fotosíntesis ocurre en 2 etapas, la primera, llamada etapa foto dependiente, ocurre sólo en presencia de luz y la segunda, llamada etapa bioquímica o ciclo de Calvin, ocurre de manera independiente de la luz.



**Figura No. 1** Molécula de Clorofila a y b.

Fuente: Tomada de la página Web Fisiología vegetal (consultada el 06-06-2010). Disponible en [http://contenidos.educarex.es/cnice/biosfera/alumno/2bachillerato/Fisiologia\\_celular/imagenes/clorofilas.gif](http://contenidos.educarex.es/cnice/biosfera/alumno/2bachillerato/Fisiologia_celular/imagenes/clorofilas.gif)

### **ANÁLISIS DE LA LECTURA COMPLEMENTARIA**

1. Haga un diagrama de proceso donde se detallen las dos etapas de la fotosíntesis.
2. Elabore un informe no mayor de 3 hojas indicando en que partes del proceso fotosintético se aplica el principio de Le Chatelier.

### **REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS:**

Chang, R. (2002). *Química General*. (7<sup>a</sup>. Edición). Colombia: McGraw-Hill.

EQUILIBRIO QUÍMICO, disponible en

<http://www.clasesdeapoyo.com/documents/search/2955> (recuperada el 25-04-2010).

*Equilibrio químico* disponible en

<http://www.gobiernodecanarias.org/educacion/3/Usrn/lentiscal/1-CDQuimica-TIC/DIR-Q/Equilibrio%20Q/LeChatelier/fundamentoteorico-2.htm> (recuperada el 25-04-2010).

**SEMANA No. 20**

## **PRÁCTICAS DE LABORATORIO LEYES ESTEQUIOMÉTRICAS**

### **INTRODUCCIÓN**

La estequiometría es el estudio cuantitativo de las reacciones químicas. Para el estudio de las reacciones químicas la estequiometria se vale de un conjunto de leyes, dentro de éstas puede mencionarse:

- a. Ley de la Conservación de la masa.
- b. Ley de las Proporciones definidas.

En la presente práctica se tratará de estudiar la ley de las proporciones definidas, además el concepto y aplicación del reactivo limitante.

### **SUSTANCIA LIMITANTE.**

Cuando es una reacción química, los reactivos no se encuentran en la misma proporción, uno de ellos estará en exceso y el otro en menor proporción. Este, que se encuentre en menor proporción detendrá el progreso de la reacción, limitará el proceso, de ahí el porque de su nombre: Sustancia Limitante.

### **LEY DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS.**

Un compuesto siempre está constituido por el mismo número de átomos. El cromato de Bario, por ejemplo, siempre estará constituido por: Un átomo de Bario, uno de Cromo y cuatro átomos de Oxígeno. La cantidad que se forme, en una reacción, de Cromato de Bario variará pero siempre los elementos guardarán la misma proporción: 1 : 1 : 4.

**PARTE EXPERIMENTAL.**

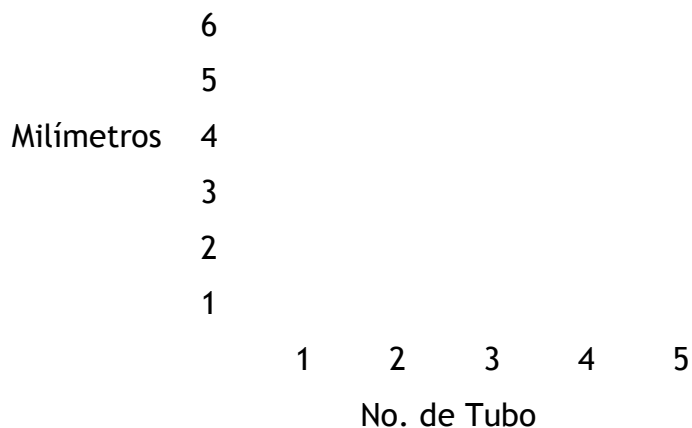
A. Numerar cinco tubos de centrifuga y proceder así:

TUBO No.	AGREGAR BaCl <sub>2</sub>	AGREGAR K <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	MANIFESTACIONES
1	1 ml	0.5 ml (10 gotas)	
2	1 ml	1 ml	
3	1 ml	2 ml	
4	1 ml	3 ml	
5	1 ml	4 ml	

- a. Dejar en reposo varios minutos y esperar que sedimente
- b. Con una regla graduada en mm medir la altura del precipitado en cada tubo

TUBO No.	MILÍMETROS
1	
2	
3	
4	
5	

c. Graficar los datos anteriores colocando en el eje “X” el número del tubo, en el eje “Y” la medida en milímetros del precipitado:





B. COMPROBACIÓN DE LA LEY DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS.

Numerar tres tubos de ensayo, y proceder así:

TUBO No.	AGREGAR BaCl <sub>2</sub>	AGREGAR K <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	MANIFESTACIONES
1	5 GOTAS	5 GOTAS	
2	20 GOTAS (1 ml)	20 GOTAS (1 ml)	
3	40 GOTAS (2 ml)	40 GOTAS (2 ml)	

a. ¿La manifestación en los tres tubos anteriores es la misma?

b. El compuesto formado en el tubo No. 1 es: BaCrO<sub>4</sub>

¿Cuál es el compuesto del tubo No. 2? \_\_\_\_\_

¿Cuál es el compuesto del tubo No. 3? \_\_\_\_\_

c. ¿Cambia el compuesto formado al cambiar la cantidad de reactivos? \_\_\_\_\_

d. ¿Cuál es el nombre de la Ley que se confirma \_\_\_\_\_

---

PREGUNTAS:

1. Completar la ecuación de la reacción efectuada anteriormente:



2. ¿Qué información proporciona la gráfica obtenida con relación a la sustancia limitante?

3. ¿Cuál es, en conclusión, la sustancia limitante en las anteriores?



- Si es líquido: Usar un instrumento volumétrico exacto.
4. Una vez obtenida la cantidad exacta de soluto, si el mismo es líquido transfiera completa y exactamente a un balón aforado apropiado. Si el soluto es sólido disuelva en un beaker usando una pequeña cantidad de solvente y ayudándose de una varilla de vidrio, luego transfiera completamente al balón aforado.
  5. Aforar la solución.
  6. La solución preparada colocarla en un frasco aparte, rotulada debidamente. Esta solución preparada debe ser valorada (titulada) en la práctica siguiente).

## RESULTADO

Nombre del soluto:

\_\_\_\_\_

La solución preparada tiene una concentración de:

\_\_\_\_\_

El volumen final de la solución es:

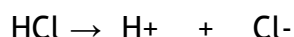
\_\_\_\_\_

## CÁLCULOS:

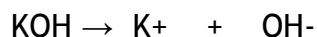
## VALORACIÓN

### INTRODUCCIÓN

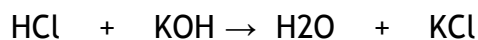
Los ácidos se disocian en solución acuosa, dejando libre protones, así:



Las bases también se disocian en medio acuoso dejando libre iones oxhidrilo:



Al mezclar soluciones de ácidos y bases se lleva a cabo una neutralización produciéndose agua y la sal respectiva:



Este tipo de reacción se usa para analizar soluciones ácidas y básicas y para ajustar la concentración de dichas soluciones a un valor determinado. Los análisis volumétricos de este tipo llevan a cabo por medio de una técnica de titulación hasta lo que se llama el punto de equivalencia, que es el pH en el cual la relación entre el ácido y la base son iguales.

A la solución que se está analizando se le llama titulado y a la sustancia analizadora que se añade se le denomina titulante. Para llevar a cabo una titulación es necesario usar un titulante valorado (es decir: que se conoce exactamente su concentración). De esta forma con una cuidadosa medición del volumen del titulante añadido y conociendo previamente el volumen del titulado, se puede conocer el número de moles/litro (molaridad) o Normalidad del titulado.

En el punto de equivalencia de una titulación el número añadido de equivalentes del titulante es igual al número de equivalentes del titulado. Por ejemplo, una solución valorada 0.1N de NaOH contiene 0.1 equivalente de NaOH por cada litro de solución; si trabajamos con 50 ml de esa solución para titular o valorar 30 ml

de un ácido cualquiera, con normalidad desconocida, podemos averiguar la normalidad del ácido así:

$$\begin{aligned} N \text{ (normalidad de la base es conocida)} &= 0.1N \\ V \text{ (volumen de la base, conocida)} &= 50 \text{ ml} \\ N' \text{ (Normalidad del ácido desconocida)} &= X \\ V' \text{ (Volumen del ácido empleado)} &= 30 \text{ ml} \end{aligned}$$

$$NV = N'V' \quad N' = \frac{(0.1)(50)}{30} = 0.16$$

El punto de equivalencia de una titulación puede visualizarse añadiendo un indicador de color (fenolftaleína) a la solución titulada. Si el titulado es un ácido, el indicador cambiará de incoloro a un color rosado pálido, cuando se alcance el punto final agregando base, si el titulado es una base, el color cambiará de rosado a incoloro al alcanzar el punto final agregando ácido.

## VALORACIÓN

Para valorar una solución (la solución preparada en la práctica anterior) por ejemplo: que es un ácido debe usarse una base, y a la inversa; si la solución a valorar es una base debe emplearse un ácido en la valoración.

Tomando en cuenta lo anterior, proceder así:

1. Colocar en un erlenmeyer \_\_\_\_\_ mililitros de solución preparada en la preparada en la práctica anterior.
2. Agregar a su muestra el indicador, fenolftaleína, 3 o 4 gotas y agitar cuidadosamente, (si el volumen de muestra que posee es muy poco, puede agregar agua ya que, la cantidad de soluto que hay en la muestra problema no cambia).

3. Colocar en la bureta, la solución que usted necesita usar como titulante. (Leer el primer párrafo).
4. Poner el erlenmeyer, con la solución a valorar, bajo la llave de la bureta y colocar bajo el erlenmeyer, un fondo blando (hoja de papel) para observar claramente el viraje.
5. Abrir la llave de la bureta lentamente (manipulándola con la mano izquierda) y agregar gota a gota la solución sobre su muestra. Agitar cuidadosamente la solución del erlenmeyer con la mano derecha.
6. Recordar lo siguiente:
  - Si la solución del erlenmeyer es un ácido, inicialmente será incolora pero en el punto final virará a un color rosado pálido.
  - Si la solución del erlenmeyer es una base, al principio será de color rosado y en el punto final ese color desaparece.
7. Leer en la bureta el volumen exacto de titulante empleado y efectuar los cálculos para calcular la Normalidad (- eq x vol) de la solución problema.

$$N_1 V_1 = N_2 V$$

Evaluación de Cierre

**Estimado estudiante:**

A continuación encontrará una serie de enunciados que le solicitamos responder. El objetivo es determinar el impacto académico que tiene su Material de apoyo para el estudio semipresencial con respecto a los procesos académicos. La escala a evaluar define así: 1, **Nada**; 2, **Bastante en desacuerdo**; 3, **Bastante de acuerdo**; 4, **Mucho** y 5, **No aplica (no se realizó)**. Muchas gracias por su colaboración.

FACULTAD	SEMESTRE	CARRERA	1	2	3	4	5
1. Usé todo el material.							
2. Mi proceso de aprendizaje ha sido grato/agradable con este material.							
3. El material facilitó que yo aprendiera por mi mismo (a).							
4. El resolver casos y/o ejercicios me permitió practicar actividades que servirán en mi futuro académico y profesional.							
5. El mayor aporte que he recibido en mi aprendizaje con este material es encontrar la relación de la teoría con la vida cotidiana.							
6. Me es fácil transferir lo aprendido con este material a la vida cotidiana.							
7. Realmente me siento motivado (a) para seguir aprendiendo.							
8. Este material ha despertado mi interés por ahondar en mi futura profesión.							
9. Me ha permitido descubrir mis propios pensamientos.							
10. Pienso que es útil aprender a resolver casos/problemas y/o ejercicios.							
11. Este material me ha ayudado a pensar creativamente.							
12. Los casos/problemas y/o ejercicios realmente me provocaron investigar en otros campos para resolverlos.							
13. El material me provocó rechazo.							
14. El material me motivó a trabajar y buscar información en otros lugares como bibliotecas e internet.							

Marque con una X (equis) la respuesta que a usted más le guste o asígnele un orden numérico de importancia donde 1 es el más importante.

15. ¿Qué aspectos considera que se pueden mejorar en este material?
  - a. El tamaño del material impreso en cuanto a su manipulación.
  - b. La calidad de la impresión.
  - c. Incluir más casos y/o ejercicios.
  - d. Dosificación del tiempo de trabajo propuesto en el material.
  - e. Otros. Especifique, por favor: \_\_\_\_\_
16. ¿Qué inquietudes le ha despertado este material?
  - a. Le desarrolla su creatividad.
  - b. Le permite tomar decisiones.
  - c. Otras, especifique, por favor: \_\_\_\_\_
17. Si usted siente rechazo por este material, señale cuál es la principal razón:
  - a. Precio
  - b. Tiempo de entrega
  - c. Contenido (lecturas, síntesis, esquema resumen, etc.)
  - d. Uso que le dio el docente. Especifique, por favor: \_\_\_\_\_
  - e. Los casos/problema y/o ejercicios
  - f. Otros, especifique, por favor: \_\_\_\_\_

**NOTA: Por favor entregue esta evaluación al docente del curso quien enviará a PROFASR a través de su Coordinador (a) Académico (a).**