

MATERIAL DE APOYO N° 1

# QUIMICA GENERAL

(APUNTES DE INTRODUCCION A LA QUIMICA)

UNIVERSIDAD SANTO TOMÁS

## SESIÓN N° 1

## LA QUÍMICA

## I. OBJETIVOS

- Lograr un mayor conocimiento de la naturaleza de la Química.
- Examinar la relación que hay entre la ciencia y el progreso de la humanidad.
- Conocer el método que usa la química para obtener el conocimiento.

## II. CONTENIDOS

- Definición de Química.
- Método Científico
- ¿Por qué estudiar Química?

## III. ACTIVIDAD PREVIA

Lea comprensivamente el siguiente texto:

**Definición de Química.**

La Química es una ciencia que estudia las propiedades, la composición, la estructura y los cambios que experimenta la materia.

Se analizarán algunos aspectos comprendidos en la definición de Química.

- **Sustancias materiales:** el término sustancia material corresponde a todas las cosas que reúnen las características de ocupar un espacio y de tener una masa.
- **Propiedades:** es el conjunto de características de un cuerpo que pueden servirnos para definirlo y diferenciarlo. Entre éstas distinguimos unas físicas y otras químicas.
- **Composición:** es la distinción de elementos, compuestos, radicales, etc., que componen una mezcla, ya sea de modo cualitativo como cuantitativo.
- **Estructura:** estudia la distribución en el espacio de los átomos que componen las distintas materias.
- **Cambios:** se refiere a la obtención de nuevas sustancias a partir de materias primas iniciales.

**Método Científico**

El método de la ciencia es un camino de doble dirección: el inductivo, que partiendo de los hechos individuales y concretos, nos conducen hasta leyes generales que los interpretarán y el deductivo que desde los principios generales nos llevará a explicar cada caso particular. El método científico es un enfoque general a los problemas que implica hacer observaciones, buscar patrones en las observaciones, formular hipótesis para explicar las observaciones y probar esas hipótesis con

experimentos adicionales. Las hipótesis que resisten tales pruebas y demuestran su utilidad para explicar y predecir un comportamiento, reciben el nombre de teorías.

### ¿Por qué estudiar Química?

La Química permite obtener un conocimiento importante de nuestro mundo y su funcionamiento. De hecho, la Química está en el centro de muchas cuestiones que preocupan a casi todo el mundo: el mejoramiento de la atención médica, la conservación de los recursos naturales, la protección del ambiente, la satisfacción de nuestras necesidades diarias en cuanto a alimentos, vestido y albergue. Empleando la Química se han descubierto sustancias farmacéuticas que fortalece nuestra salud y prolongan nuestra vida. Desgraciadamente, algunos productos químicos tienen el potencial de dañar nuestra salud o el ambiente.

Al estudiar Química, aprenderán a usar el lenguaje y las ideas que han evolucionado para describir y entender la materia.

Texto guía: Química para el nuevo milenio. Hill – Kolb. Prentice –Hall. 8ª, edición. 1999.

## IV. METODOLOGÍA DE TRABAJO

Use el texto guía para resolver las siguientes preguntas:

1. Defina Química.
2. ¿Qué es la materia?
3. ¿Cuales de los incisos constituyen ejemplos de materia?
  - a) Hierro
  - b) Aire
  - c) Amor
  - d) El cuerpo humano
  - e) Gasolina
  - f) Una idea
4. Mencione tres características distintivas de la ciencia. ¿Cuál es la característica que mejor distingue a la Química, de otras ciencias?
5. ¿Por qué los antiguos filósofos griegos, como Aristóteles, no fueron buenos científicos?
6. ¿Qué es la alquimia?
7. ¿Qué es una hipótesis científica? ¿Cómo se ponen a prueba las hipótesis científicas?
8. ¿Qué es una ley científica?
9. ¿Qué es una teoría?
10. ¿Por qué no siempre se pueden emplear métodos científicos para resolver problemas de tipo social, políticos, éticos y económicos?
11. ¿En que difiere la tecnología, de al ciencia?

Las respuestas a estas preguntas están en el capítulo 1 del texto guía.

## V. LECTURA POST SESIÓN

Páginas 1 - 4 del texto Química. La ciencia central. Autores: Brown – LeMay – Bursten. 7ª edición  
Editorial Prentice – Hall, 1998



## SESIÓN N° 2

### LA MEDICIÓN Y EL CÁLCULO.

#### I. OBJETIVOS

- Demostrar sus habilidades al utilizar las unidades SI.
- Utilizar el método del factor unidad.
- Diferenciar entre exactitud y precisión.

#### II. CONTENIDOS

- El sistema internacional (SI).
- Análisis dimensional.
- Exactitud y precisión.
- Cifras significativas.

#### III. ACTIVIDAD PREVIA

*Lea comprensivamente el siguiente texto:*

La Química incluye medidas y cálculos. Es una ciencia cuantitativa. Al describir las propiedades de un material, es conveniente medir la propiedad y expresar cuantitativamente el resultado. Para realizar una medida, tenemos que cumplir con tres requisitos:

- Debemos conocer exactamente lo que tratamos de medir.
- Debemos tener algún estándar con el cual comparar lo que se está midiendo.
- Debemos tener algún método para hacer esta comparación.

#### Sistema Internacional (SI)

El sistema SI tiene 7 unidades fundamentales de las cuales se derivan todas las demás. En la siguiente tabla se listan dichas unidades y sus símbolos:

| Unidades Básicas del SI   |           |         |
|---------------------------|-----------|---------|
| Cantidad                  | Nombre    | Símbolo |
| Longitud                  | Metro     | m       |
| Masa                      | Kilogramo | kg      |
| Tiempo                    | Segundo   | s       |
| Corriente eléctrica       | Amperio   | A       |
| Temperatura termodinámica | Kelvin    | K       |
| Cantidad de sustancia     | Mol       | mol     |

|                     |         |    |
|---------------------|---------|----|
| Intensidad luminosa | Candela | cd |
|---------------------|---------|----|

El sistema SI utiliza una serie de prefijos para indicar fracciones, decimales o múltiplos de diversas unidades (ver texto guía página 18).

### Análisis dimensional.

La clave para usar el análisis dimensional es el empleo correcto de factores de conversión para transformar una unidad en otra. Un factor de conversión es una fracción cuyo numerador y denominador son la misma cantidad expresada en diferentes unidades. Por ejemplo, 2.54 cm y 1 pulg son la misma longitud, 2.54 cm = 1 pulg. Esta relación nos permite escribir dos factores de conversión:

$$2.54 \text{ cm} / 1 \text{ pulg} \quad \text{y} \quad 1 \text{ pulg} / 2.54 \text{ cm}$$

El primero de estos factores se emplea cuando queremos convertir pulgadas en centímetros y el otro para la operación inversa.

En general las unidades se multiplican como sigue:

$$\cancel{\text{unidad dada}} \times \text{unidad deseada} / \cancel{\text{unidad dada}} = \text{unidad deseada}$$

Ejemplo: Transformar 115 lb a gramos. Dato: 1 lb = 453.6 g

$$(115 \cancel{\text{ lb}}) (453.6 \text{ g} / 1 \cancel{\text{ lb}}) = 5.22 \times 10^4 \text{ g}$$

### Exactitud y precisión.

La precisión es una medida de la concordancia de mediciones individuales entre sí. La exactitud se refiere a cuán cerca está una medida de la cantidad real. Esta se determina por la calidad del instrumento de medición. En general cuanto más precisa es una medición, más exacta es.

### Cifras significativas.

Son los dígitos que indican la exactitud de una medida. Para determinar el número de cifras significativas en una medida, se utilizan las siguientes reglas:

- Todos los dígitos o cifras, excepto el cero, son siempre significativas.

96 tiene 2 cifras significativas

61.4 tiene 3 cifras significativas

- Uno o más ceros, utilizados después del punto decimal, son significativos.

4.7200 tiene 5 cifras significativas

- Los ceros colocados entre otros dígitos o cifras significativas siempre son significativos.

5.29 tiene 4 cifras significativas

- Los ceros que se utilizan para establecer el espacio del punto decimal no son significativos.

0.00745 tiene 3 cifras significativas

Texto guía: Química para el nuevo milenio. Hill – Kolb. Prentice –Hall. 8<sup>a</sup>, edición. 1999.

#### IV. METODOLOGÍA DE TRABAJO

Resolución de problemas.

1. Convertir 0.742 kg. a gramos. (*Respuesta: 742 g*)
2. Convertir 1247 mm a metros. (*Respuesta: 1.247 m*)
3. Leer página 21 del texto guía: comparación de las escalas Fahrenheit, Celsius y Kelvin.
4. ¿Qué diferencia hay entre 4.0 g y 4.00 g? (*Respuesta: 4.00 es más precisa, porque la incertidumbre es de  $\pm 0.01$  g*)
5. ¿Cuántas cifras significativas tienen las siguientes mediciones: 3.549 g;  $2.3 \times 10^4$  cm; 0.00134 m? (*Respuestas: 4; 2; 3 respectivamente*)
6. Calcule la masa en gramos de 1.00 galones de agua. La densidad del agua es de 1.00 g/mL. (*Respuesta:  $3.78 \times 10^3$  g*)

#### V. LECTURA POST SESIÓN

Páginas 21 a 29 del texto **Química. La ciencia central**. Autores: Brown – LeMay – Bursten. 7<sup>a</sup> edición Editorial Prentice – Hall, 1998

## SESIÓN N° 3

### EL MOL.

#### I. OBJETIVOS

- Definir lo que es un mol.
- Hacer cálculos de masa molecular.
- Utilizar los conocimientos acerca del mol en el cálculo de fórmulas químicas.

#### II. CONTENIDOS

- El mol.
- Masa atómica o peso atómico.
- Masa molar o molecular.

#### III. ACTIVIDAD PREVIA

Estudiar el siguiente texto:

##### **El Mol.**

Es un número que indica cantidad de átomos, moléculas, iones, etc. Este número es  $6.02 \times 10^{23}$ . En un mol de átomos hay  $6.02 \times 10^{23}$  átomos. En un mol de moléculas hay  $6.02 \times 10^{23}$  moléculas.

##### **Masa atómica (Peso atómico).**

Es la masa promedio de los átomos de un elemento, tomando como unidad de masa la duodécima parte de la masa del átomo de carbono-12. Este número se encuentra en la Tabla Periódica de los Elementos y no crea que representa la masa de un átomo. La masa atómica es la masa de **un mol de átomos** o de  **$6.02 \times 10^{23}$  átomos**.

##### **Masa Molar (Peso molecular).**

Es la masa de un mol de moléculas o de  $6.02 \times 10^{23}$  moléculas. Para obtener la masa molecular se deben sumar las masas atómicas de los elementos que forman la molécula.

Por ejemplo: el peso molecular del agua es:

$$(2 \times \text{peso atómico del H}) + (1 \times \text{peso atómico del O}) = 18 \text{ u.m.a}$$

Texto guía: Química para el nuevo milenio. Hill – Kolb. Prentice – Hall. 8ª, edición. 1999.

El usuario solo podrá utilizar la información entregada para su uso personal y no comercial y, en consecuencia, le queda prohibido ceder, comercializar y/o utilizar la información para fines NO académicos. La Universidad conservará en el más amplio sentido la propiedad de la información contenida. Cualquier reproducción de parte o totalidad de la información, por cualquier medio, existirá la obligación de citar que su fuente es "Universidad Santo Tomás" con indicación La Universidad se reserva el derecho a cambiar estos términos y condiciones de la información en cualquier momento.

#### IV. METODOLOGÍA DE TRABAJO

Resolver los siguientes ejercicios:

1. ¿Cuántos átomos hay en una muestra de 10 g de calcio metálico? P.A. calcio = 40  
*Respuesta:  $1.50 \times 10^{23}$  átomos*
2. ¿Cuántos moles están representados por 11.5 g de  $C_2H_5OH$ ? 1 mol de etanol = 46 g  
*Respuesta: 0.249 moles*
3. ¿Cuántos moles serán  $1.20 \times 10^{25}$  moléculas de  $NH_3$ ? ¿Qué masa corresponde a este número de moléculas? 1 mol de amoníaco = 17 g  
*Respuestas: 19.9 moles; 338 g*
4. Calcula la masa molecular para cada uno de los siguientes compuestos:
  - a)  $K_2SO_4$
  - b)  $CuO$
  - c)  $CsClO_4$
  - d)  $CuCl_2$

*Respuestas: a) 174; b) 79.5 ; c) 233 ; d) 135*

5. Si un mol de moléculas de oxígeno tiene una masa molecular de 32 g, ¿cuál es la masa de una molécula de oxígeno expresada en gramos y en u.m.a?  
*Respuestas:  $5.313 \times 10^{-23}$  g/moléculas ; 32 u.m.a/moléculas*
6. Determinar la cantidad de moléculas de agua que hay en:
  - a) 0.18 moles de agua.
  - b) Los átomos de cada clase que se encuentran en los 0.18 moles de agua.

*Respuestas: a)  $1.084 \times 10^{23}$  moléculas ; b)  $2.168 \times 10^{23}$  átomos de H y  $1.084 \times 10^{23}$  átomos de O.*

#### V. LECTURA POST SESIÓN

Páginas 81 a 86 del texto **Química. La ciencia central**. Autores: Brown – LeMay – Bursten. 7ª edición Editorial Prentice – Hall, 1998

## SESIÓN N° 4

### LA MATERIA: PROPIEDADES Y CLASIFICACIÓN.

#### I. OBJETIVOS

- Examinar algunos conceptos fundamentales de la materia relacionados con las propiedades de la materia.
- Clasificar la materia en función de su naturaleza simple o compuesta.
- Examinar las propiedades específicas de los diferentes estados de la materia.

#### II. CONTENIDOS

- Propiedades de la materia: Conceptos de materia, energía, propiedades físicas y químicas, densidad.
- Clasificación de la materia.

#### III. ACTIVIDAD PREVIA

Lea comprensivamente el siguiente texto:

Una propiedad que presenta la materia es la de ocupar un lugar en el espacio, es decir, ocupar un volumen. La cantidad de materia que ocupa dicho volumen, se mide por otra propiedad denominada masa. Con la balanza comparamos masas de cuerpos y con el dinamómetro medimos sus pesos.

#### Propiedades de la materia.

##### Propiedades físicas:

Pueden ser observadas y medidas sin que varíe, por ello, la naturaleza de la sustancia. Por ejemplo, son propiedades físicas de la materia, la densidad, el color, la dureza, la conductividad térmica o eléctrica, la maleabilidad, la ductilidad, el punto de ebullición o de fusión, la capacidad calorífica, la viscosidad, etc.

Ciertas propiedades físicas dependen de la masa del cuerpo, como, por ejemplo, el volumen, peso, calor absorbido, etc. por tal razón se las denominan propiedades físicas extensivas. Por ejemplo, cuanto más masa de sustancia se tenga, tanto más grande es el valor del volumen.

Las que no dependen de la masa son llamadas propiedades físicas intensivas. Por ejemplo, la densidad, temperatura, magnetización, presión, índice de refracción, etc.

## Propiedades químicas:

Estas describen qué nuevas sustancias se pueden originar a partir de la primitiva y de otras ya conocidas. Por ejemplo, son propiedades químicas, la reactividad de los ácidos, la reactividad del sodio con el agua, etc.

Otro concepto asociado a la materia es el de energía. Aunque la energía no se pueda ver ni tocar apreciamos y sentimos sus efectos. La energía se presenta de diversas formas: energía potencial, energía cinética, energía eléctrica, energía potencial elástica, energía de radiación, energía ondulatoria, energía eólica, energía calórica, energía química, energía nuclear.

La característica más relevante que presenta la energía es su facilidad para cambiar de una forma a otra. De acuerdo con la teoría de **Einstein**, la masa es una de las manifestaciones de la energía ( $E = mc^2$ ), es decir, la energía y la materia son dos formas de una misma cosa. Esta conclusión ha permitido enunciar la siguiente ley: “*La materia y la energía no pueden ser creadas ni destruidas, pero pueden ser cambiadas de una forma a otra*” De ella se desprende que es la suma global de ambas, masa y energía, lo que permanece invariable en un sistema.

## Densidad:

La densidad propiamente dicha es la densidad de masa, pero el término densidad también se puede emplear en un sentido más amplio. Generalmente, empleamos la definición más simple de densidad: “*Cantidad de masa por unidad de volumen*”. Su expresión matemática es  $D = m/v$ ; g/ml;  $kg/m^3$ ; etc.

## Clasificación de la materia:

- Sustancias que no son susceptibles de ser reducidas a materiales más simples ni por medios físicos o químicos ordinarios. A estas materias las llamaremos *elementos químicos*
- Sustancias resultantes de la combinación de dos o más elementos diferentes. A estos los llamaremos *compuestos químicos*. Estas sustancias pueden ser separadas por procedimientos químicos o físicos. Los compuestos se diferencian de las mezclas porque la composición ponderal de los primeros es siempre constante.

Los elementos y compuestos son *sustancias puras*, ya que su composición y sus propiedades son uniformes en toda la extensión de la muestra.

Existen muchas otras combinaciones de elementos o compuestos que presentan una composición uniforme y propiedades constantes, pero que no son sustancias puras: a estas combinaciones las denominamos *mezclas homogéneas o soluciones*. Como ejemplo tenemos: el agua azucarada, la mezcla de agua y alcohol, las bebidas gaseosas, etc. A aquellas mezclas que presentan más de una fase se denominan *mezclas heterogéneas* ejemplo: el mármol, un trozo de concreto, etc.

Texto guía: Química para el nuevo milenio. Hill – Kolb. Prentice –Hall. 8ª, edición.1999.

#### IV. METODOLOGÍA DE TRABAJO

Responder las siguientes preguntas, fundamentando las respuestas:

1. Generalmente se dice “Mi peso es de 65 kg.”. ¿A qué propiedad de la materia se refiere: a la atracción de la Tierra, a la masa o al volumen?
2. Un satélite terrícola al llegar a la Luna, ¿cambia de volumen, de masa o de peso?
3. Al calentar un cuerpo, ¿cambia su volumen, su masa o su peso?
4. Identifique las siguientes propiedades como químicas o físicas.
  - a) Un trozo de cobre se alarga como hilo.
  - b) La madera se pudre.
  - c) Un objeto de caucho se deshace en un ambiente con smog.
  - d) El hielo flota en agua líquida.
  - e) Cortar un vidrio.
5. Indique si las materias siguientes son sustancias puras o mezclas. Si son estas últimas, clasifíquelas como homogéneas o heterogéneas.
  - a) Un cubo de azúcar.
  - b) Gasolina.
  - c) Agua potable.
  - d) Madera.
  - e) Una solución de azúcar.
  - f) Granito.
6. En la siguiente relación de cambio de la materia, distinga entre las que suponen un cambio químico o uno físico.
  - a) La carne se pudre.
  - b) El jugo de la uva se agria.
  - c) El agua se congela.
  - d) El huevo se cuece.
  - e) El barro se convierte en cerámica.
  - f) El cobre y el estaño forman bronce.

#### V. LECTURA POST SESIÓN

Páginas 30 a 31 del texto **Química. La ciencia central**. Autores: Brown – LeMay – Bursten. 7ª edición Editorial Prentice – Hall, 1998

## SESIÓN N° 5

### LEYES PONDERALES DE LA QUÍMICA.

#### I. OBJETIVOS

- Conocer las leyes ponderales de la química.
- Racionalizar las leyes basándose en la teoría atómica de Dalton.

#### II. CONTENIDOS

- Leyes de Lavoisier, Proust y de Dalton.
- Teoría atómica de Dalton.

#### III. ACTIVIDAD PREVIA

Lea comprensivamente el siguiente texto:

##### **Leyes de Lavoisier, Proust y de Dalton:**

La ley de Lavoisier se relaciona con las masas de un cambio químico “*en todo cambio químico la masa de los reactivos es igual a la masa de los productos*”. Para que se cumpla dicha ley se debe trabajar en un sistema cerrado y no en condiciones que impliquen alta energía.

La ley de Proust o de la composición definida establece que en un compuesto dado, siempre los elementos que lo componen están en la misma proporción.

La ley de Dalton o de las proporciones múltiples establece que cuando dos elementos se combinan para formar más de un compuesto, las masas de un elemento que se combina con una masa fija del otro elemento en los distintos compuestos están en una relación de números pequeños y enteros.

##### **Teoría atómica de Dalton.**

Los puntos más importantes de la teoría atómica de Dalton son:

1. Toda la materia se compone de partículas pequeñas llamadas átomos. Dalton supuso que los átomos eran indivisibles. Esto no es así, como veremos en el caso de la radiactividad.
2. Todos los átomos dados de un elemento son iguales, pero los átomos de un elemento difieren de los átomos de cualquier otro elemento. Dalton supuso que todos los átomos de un elemento dado tienen la misma masa. Ahora sabemos que esto es incorrecto.
3. Se forman compuestos cuando se combinan átomos de distintos elementos en proporciones fijas.
4. Las reacciones químicas implican reordenamiento de átomos. Ningún átomo se crea ni se destruye ni se descompone en una reacción química.

Texto guía: Química para el nuevo milenio. Hill – Kolb. Prentice –Hall. 8ª, edición. 1999.

#### IV. METODOLOGÍA DE TRABAJO

Resolución de problemas:

1. Demuestre que las masas de los reactantes y de los productos se conservan en la formación de la molécula de agua a partir, de sus elementos.
2. Por análisis químico se encontró que una muestra de arena contiene 5,63 g de silicio y 6,40 g de oxígeno. Otra muestra de arena contiene 9,36 g de silicio y 10,64 g de oxígeno. Demuestre que estos datos ilustran la ley de las proporciones definidas (debe demostrar que el porcentaje de los elementos en las dos muestras de arena son constantes).
3. Por análisis de un compuesto de carbono y oxígeno se encontró que contiene 27,3 % de carbono. Otro compuesto de carbono y oxígeno contiene 42,8 % de carbono. ¿Ilustran estos datos la ley de las proporciones múltiple? (Debe demostrar que los compuestos son dióxido de carbono y monóxido de carbono).
4. Una bombilla fotográfica que pesa 0.750 g contiene magnesio y aire. El destello produce óxido de magnesio. Cuando se ha enfriado, la bombilla pesa 0.750 g. ¿De qué ley es esto un ejemplo?
5. El heptano se compone siempre de 84 % de carbono y 16 % de oxígeno. ¿De qué ley es esto un ejemplo?
6. Use la teoría atómica de Dalton para explicar la ley de conservación de la masa, la ley de las proporciones definidas y la ley de las proporciones múltiples. Proporcione un ejemplo numérico que ilustre esas leyes.

#### V. LECTURA POST SESIÓN

Páginas 10, 30, 38, 147, 351 del texto **Química. La ciencia central**. Autores: Brown – LeMay – Bursten. 7ª edición Editorial Prentice – Hall, 1998

## SESIÓN N° 6

### NOMBRES, FÓRMULAS Y ECUACIONES.

#### I. OBJETIVOS

- Nombrar y formular compuestos de las distintas funciones inorgánicas sobre la base de ciertos criterios.
- Escribir y equilibrar ecuaciones químicas (excluyendo las reacciones de oxidación y reducción).
- Clasificar ciertos tipos de reacciones químicas.

#### II. CONTENIDOS

- Números de oxidación
- Óxidos
- Bases
- Ácidos
- Sales
- Compuestos binarios formados por dos elementos no metálicos
- Hidruros
- Peróxidos
- Balance de ecuaciones químicas
- Tipos de ecuaciones químicas

#### III. ACTIVIDAD PREVIA

Lea comprensivamente el siguiente texto:

##### Número de oxidación:

1. El número de oxidación de cualquier átomo sin combinar o elemento libre es cero.
2. El número de oxidación para el oxígeno es  $-2$  (en los peróxidos es  $-1$ ).
3. El número de oxidación para el hidrógeno es  $+1$  (en los hidruros es  $-1$ ).
4. Para iones simples, el número de oxidación es igual a la carga del ion.
5. La suma de los números de oxidación para los átomos de los elementos en una forma determinada es igual a cero; en el caso de un ion poliatómico la suma es igual a la carga total.

## Óxidos:

### Combinación del oxígeno con elementos no metálicos.

Las combinaciones del oxígeno con los no metales se llaman óxidos ácidos o anhídridos ácidos. Ejemplos  $\text{CO}_2$ ; dióxido de carbono.  $\text{SO}_2$ ; dióxido de azufre. Estos óxidos reaccionan con el agua para dar ácidos:



Para nombrar estos compuestos, la IUPAC recomienda el uso de la palabra óxido y los prefijos griegos *mono*, *di*, *tri*, etc.; que indican el número de átomos de cada clase en la molécula. Ejemplos: dióxido de nitrógeno, pentóxido de dinitrógeno.

Sin embargo, el método que ofrece menos confusión es el sistema *Stock* donde el número de oxidación se indica con números romanos entre paréntesis:

$\text{As}_2\text{O}_3$ ; óxido de arsénico (III)

$\text{As}_2\text{O}_5$ ; óxido de arsénico (V)

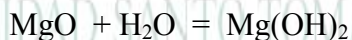
### Combinación del oxígeno con elementos metálicos:

Estas combinaciones, se llaman óxidos básicos. Ejemplos:

$\text{K}_2\text{O}$ ; óxido de potasio

$\text{MgO}$ ; óxido de magnesio

Los óxidos básicos reaccionan con el agua para dar *bases*:



Cuando un metal presenta dos números de oxidación diferentes, para designar el óxido se usa el sistema *Stock*. Ejemplos:

$\text{Cu}_2\text{O}$ ; óxido de cobre (I).

$\text{CuO}$ ; óxido de cobre (II)

## Bases:

Se definen como cualquier sustancia que puede aceptar o reaccionar con el ion hidrógeno,  $\text{H}^+$ . Las bases se nombran con las palabras *hidróxido de*, seguidas del nombre del metal correspondiente, usando cuando sea necesario el sistema *Stock*. Ejemplos:

$\text{CuOH}$ ; hidróxido de cobre (I)

$\text{Cu}(\text{OH})_2$ ; hidróxido de cobre (II)

## Ácidos:

Es toda sustancia capaz de ceder protones. Hay dos clases de ácidos:

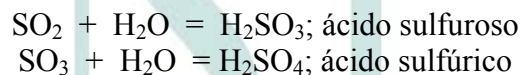
### a) *Hidrácidos*.

Son ácidos binarios formados por la combinación del hidrógeno con un no-metal. Se nombran empleando la palabra ácido seguida del nombre del elemento no metálico con la terminación *hídrico*. Ejemplos:

HF; ácido fluorhídrico  
HCl; ácido clorhídrico  
HBr; ácido bromhídrico  
HI; ácido yodhídrico  
H<sub>2</sub>S; ácido sulfhídrico

### b) *Oxácidos*.

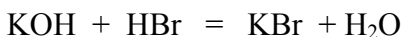
Son combinaciones de hidrógeno, oxígeno y un no-metal. Ejemplos:



Los oxácidos se nombran como los anhídridos de donde provienen; terminan en *ico* cuando el no-metal presenta un sólo número de oxidación; cuando presenta dos números de oxidación se usa la terminación *oso* para el menor estado de oxidación e *ico* para el mayor tal como se ilustró en los dos ejemplos anteriores.

## Sales:

Una sal es el producto de la reacción entre un ácido y una base; en esta reacción también se produce agua. Este tipo de reacción se puede describir como: Base + Ácido = Sal + Agua. Ejemplo:



También se puede considerar a una sal, el compuesto resultante de sustituir total o parcialmente los H de un ácido por metales. Ejemplos:

NaCl; cloruro de sodio, KNO<sub>3</sub>; nitrato de potasio

### Compuestos binarios formados por dos elementos no metálicos:

El nombre del elemento que aparece primero en la fórmula se escribe en segundo lugar, como si se tratara de un compuesto iónico por ser el más electropositivo. La primera parte del nombre se forma agregando el sufijo *uro*, como si se tratara del anión, al nombre del segundo no-metal que figura en la fórmula. Ejemplo:

NF<sub>3</sub>; fluoruro de nitrógeno

### Hidruros:

En el caso de los hidruros metálicos el H presenta un estado de oxidación -1. Ejemplos:

LiH; hidruro de litio  
MgH<sub>2</sub>; hidruro de magnesio

Se definen como la combinación de cualquier elemento con el H.

### Peróxidos:

En estos compuestos el número de oxidación del O es -1.

Estos compuestos presentan el ion peróxido, O<sup>-2</sup><sub>2</sub>. Los peróxidos resultantes de sustituir los dos hidrógenos del agua oxigenada, H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, por elementos metálicos, se nombran con la palabra *peróxido* seguido del correspondiente metal. Ejemplo:

Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub>; peróxido de sodio

### Balance de ecuaciones químicas:

Una ecuación química es una forma abreviada de escribir una reacción química, en la cual se usan símbolos y formas para representar los elementos y compuestos que intervienen en la reacción. Como ecuación significa igualdad, el número de átomos de los reactantes debe ser igual al número de átomos que aparece en los productos.

- Ajuste por el método de tanteo: Consiste en comparar uno a uno los distintos elementos que participan en la reacción.
- Ajuste por método algebraico: este se aplica a ecuaciones complejas que no se pueden ajustar por el método de tanteo. El método consiste en representar los coeficientes por las letras **a**, **b**, **c**...y plantear un sistema de ecuaciones cuya solución dará los valores **a**, **b**, **c**... buscados.

## Tipos de ecuaciones químicas

- 1) Reacciones de combinación:  $A + B \Rightarrow AB$
- 2) Reacciones de descomposición:  $AB \Rightarrow A + B$
- 3) Reacciones de sustitución:  $A + BC \Rightarrow AC + B$
- 4) Reacciones de doble sustitución:  $AB + CD \Rightarrow AD + CB$

Texto guía: Química para el nuevo milenio. Hill – Kolb. Prentice –Hall. 8ª, edición. 1999.

## IV. METODOLOGÍA DE TRABAJO

La familiaridad con los nombres y fórmulas se logra haciendo ejercicios.

### Problemas:

1. Calcular el número de oxidación de cada elemento en los siguientes compuestos:

FeO, H<sub>2</sub>S, KMnO<sub>4</sub>

Resp: Fe = +2, O = -2, H = +1, S = -2, K = +1, Mn = +7, O = -2

2. Nombrar los siguientes compuestos:

- a) MgO
- b) MnO<sub>2</sub>
- c) Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>

Resp: a) Óxido de magnesio, b) Óxido de manganeso (IV), c) Óxido de aluminio

3. Dar el nombre y la fórmula del producto de la reacción de los siguientes óxidos de metales con el agua:

- a) K<sub>2</sub>O
- b) Na<sub>2</sub>O
- c) FeO

*Respuestas: a) hidróxido de potasio, KOH, b) Hidróxido de sodio, NaOH, c) Hidróxido de hierro (II), Fe(OH)<sub>2</sub>*

4. Completar la siguiente tabla. Dar los nombres y las fórmulas para cada compuesto formados por las especies que se indican:

|                  | S <sup>2-</sup> | Cl <sup>-</sup> | SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> | PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup> |
|------------------|-----------------|-----------------|-------------------------------|-------------------------------|
| Al <sup>3+</sup> |                 |                 |                               |                               |
| Fe <sup>2+</sup> |                 |                 |                               |                               |
| Na <sup>+</sup>  |                 |                 |                               |                               |

Respuesta: Sulfuro de aluminio,  $\text{Al}_2\text{S}_3$  ; cloruro de aluminio,  $\text{AlCl}_3$  ; sulfato de aluminio,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  ; fosfato de aluminio,  $\text{AlPO}_4$  ; sulfuro de hierro (II),  $\text{FeS}$  ; cloruro de hierro (II),  $\text{FeCl}_2$  ; sulfato de hierro (II),  $\text{FeSO}_4$  ; fosfato de hierro (II),  $\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2$  ; sulfuro de sodio,  $\text{Na}_2\text{S}$  ; cloruro de sodio,  $\text{NaCl}$  ; sulfato de sodio,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  ; fosfato de sodio,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  .

5. Equilibrar las siguientes ecuaciones, utilizando el método de tanteo:

- $\text{Cl}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \Rightarrow \text{HClO}_3$
- $\text{V}_2\text{O}_5 + \text{H}_2 \Rightarrow \text{V}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Al} + \text{O}_2 \Rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$
- $\text{Sn} + \text{NaOH} \Rightarrow \text{Na}_2\text{SnO}_2 + \text{H}_2$

6. Equilibrar las siguientes ecuaciones, utilizando el método algebraico:

- $\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 \Rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{C}_8\text{H}_{18} + \text{O}_2 \Rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

7. Clasifique las reacciones de los problemas 5 y 6 según el tipo de ecuación (mencionadas en el punto 6.10).

## V. LECTURA POST SESIÓN

Páginas 57 a 64 del texto **Química. La ciencia central**. Autores: Brown – LeMay – Bursten. 7ª edición Editorial Prentice – Hall, 1998

UNIVERSIDAD SANTO TOMÁS

## SESIÓN N° 7

### FÓRMULAS QUÍMICAS.

#### I. OBJETIVOS

- Determinar fórmulas empíricas a partir de análisis químico.
- Determinar fórmulas moleculares a partir de fórmulas empíricas.

#### II. CONTENIDOS

- Fórmulas empíricas.
- Fórmulas moleculares.

#### III. ACTIVIDAD PREVIA

Lea comprensivamente el siguiente texto:

##### Fórmulas empíricas:

Nos da la razón o proporción más sencilla, en números enteros que existe entre los números de los diferentes elementos que forman un compuesto. Para su determinación se requiere:

- Las proporciones por masa de los elementos que forman el compuesto. Generalmente, se informa el porcentaje en peso, obtenido mediante análisis químico.
- La masa atómica de los elementos.
- Con estos dos datos se busca la relación molar entre los átomos y luego la relación en la fórmula.

Se recomienda seguir el siguiente esquema:

| Elementos | Porcentaje o Gramos | Moles | Relación Molar | Relación Molar en la Fórmula |
|-----------|---------------------|-------|----------------|------------------------------|
|-----------|---------------------|-------|----------------|------------------------------|

##### Fórmula molecular:

Indica los elementos y el número exacto de átomos en la “molécula” de la sustancia. En general, la fórmula molecular es un múltiplo de la fórmula empírica:

$$\text{Fórmula molecular} = n (\text{Fórmula empírica})$$

Para hallar la fórmula molecular se precisa la fórmula empírica y la masa molecular de la sustancia.

Texto guía: Química para el nuevo milenio. Hill – Kolb. Prentice –Hall. 8ª, edición. 1999.

#### IV. METODOLOGÍA DE TRABAJO

Resolución de problemas:

1. Un compuesto tiene la siguiente composición en masa: 32% de A; 6,7% de B; 42% de C y 18,7% de D. Hallar la fórmula empírica del compuesto. ( P.A: A = 12; B = 1.0; C = 16,0 y D = 14,0)  
Resp: Fórmula Empírica:  $A_2 B_5 C_2 D$
2. La masa molar de la nicotina es 162g/mol. Si la fórmula empírica de este compuesto es  $C_5 H_7 N$ . Determinar la fórmula molecular del compuesto. ( P.A: C = 12; N = 14; H = 1)  
Resp: Fórmula Molecular:  $C_{10} H_{14} N_2$
3. El ácido ascórbico contiene 40,92 % en mas de C, 4,58 % masa de H y 54,50 % en masa de O. Determine la fórmula empírica del ácido ascórbico.  
Resp: Fórmula Empírica es  $C_3 H_4 O_3$
4. El mesitileno, un hidrocarburo que está presente en el petróleo crudo, tiene la fórmula empírica  $C_3 H_4$ . El peso molecular de esta sustancia es 121 uma. Determine la fórmula molecular del mesitileno.  
Resp: Fórmula Molecular es  $C_9 H_{12}$
5. El etilenglicol, sustancia empleada como anticongelante, se compone de 38,7 % en mas de C, 9,7 % en masa de H y 51,6 % en masa de O. Su masa molar es de 62,1 g/mol.
  - a) Determine la fórmula empírica del etilenglicol.
  - b) Determine la fórmula molecular.Resp: a)  $CH_3O$  b)  $C_2H_6O_2$
6. La combustión de 2,78 mg de butirato de etilo produce 6,32 mg de  $CO_2$  y 2,58 mg de  $H_2O$ . Determine la fórmula empírica del compuesto.  
Resp:  $C_3H_6O$

#### V. LECTURA POST SESIÓN

Páginas 86 a 93 del texto **Química. La ciencia central**. Autores: Brown – LeMay – Bursten. 7ª edición Editorial Prentice – Hall, 1998

## SESIÓN N° 8

### CÁLCULOS CON FÓRMULAS Y ECUACIONES QUÍMICAS.

#### I. OBJETIVOS

- Comprender el significado de una reacción química.
- Calcular el porcentaje de rendimiento de un proceso químico.
- Determinar el reactivo limitante.
- Explicar el significado de reacciones termoquímicas y determinar el contenido calorífico a presión constante.

#### II. CONTENIDOS

- La ecuación química.
- Porcentaje de pureza, reactivo limitante, porcentaje de rendimiento.
- Entalpía.

#### III. ACTIVIDAD PREVIA

Lea comprensivamente el siguiente texto:

##### **La ecuación química:**

Podemos decir que una ecuación química, es una representación abreviada de una reacción química, escrita en términos de símbolos y fórmulas de sustancias involucradas.

##### **Porcentaje de pureza, reactivo limitante, porcentaje de rendimiento:**

Este tipo de cálculo se aplica cuando se quiere conocer la cantidad de una sustancia pura presente en un producto comercial o en una mezcla.

El reactivo limitante es aquel que está en menor cantidad es por eso, que él limita la cantidad de moles del producto de la reacción.

El rendimiento de una reacción es la relación entre la cantidad de producto obtenido y la cantidad de producto esperado según la ecuación estequiométrica.

$$\% \text{ rendimiento} = \text{rendimiento real} \times 100 / \text{rendimiento teórico}$$

**Entalpía:  $\Delta H$** 

El cambio de entalpía, equivale a  $q_p$ , el calor transferido hacia o desde un sistema a presión constante:

$$\Delta H = q_p$$

Ya que la mayoría de las reacciones se llevan a cabo a presión atmosférica en recipientes abiertos,  $\Delta H$  se utiliza con más frecuencia que  $\Delta E$ . Para reacciones en que intervienen líquidos o sólidos:  $\Delta E = \Delta H$

El  $\Delta H$  de una reacción química es la diferencia entre las entalpías de los productos  $H_p$  y las de los reactivos  $H_r$ .

$$\Delta H = H_p - H_r$$

Si los enlaces de los productos son más estables que los de los reactivos, se desprende energía y  $\Delta H$  es negativo. La reacción es exotérmica.

*Texto guía: Química para el nuevo milenio. Hill – Kolb. Prentice –Hall. 8ª edición. 1999.*

**IV. METODOLOGÍA DE TRABAJO**

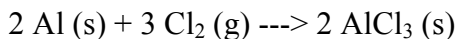
Resolver los siguientes problemas:

1. Explique el significado de la ecuación:

$S_8(s) + 8 O_2 (g) \rightarrow 8 SO_2 (g)$ , en términos de moléculas, átomos, masa molar, moles y gramos.

2. Por qué es indispensable usar ecuaciones químicas al resolver problemas de estequiometría.
3. Cuántos moles de oxígeno se obtienen de la descomposición de dos moles de peróxido de hidrógeno.  
*Resp: 1 mol.*
4. Cuántos moles de oxígeno se necesitan para reaccionar completamente con seis moles de hexano ( $C_6H_{14}$ ). Los productos son dióxido de carbono y agua.  
*Resp: 57 moles de oxígeno.*
5. Cuántos gramos de azufre se necesitan para producir 500 g de dióxido de azufre por reacción con un exceso de oxígeno.  
*Resp: 251 g de  $S_8$*
6. Cuántos gramos de cinc metal se necesitan para reaccionar con 20,6 moles de ácido clorhídrico.  
*Resp: 674 g de Zn.*

7. Considere la reacción:



Se permite que reaccione una mezcla de 1,5 moles de Al y 3,0 moles de Cl<sub>2</sub>.

- ¿Cuál es el reactivo limitante?
- ¿Cuántos moles de AlCl<sub>3</sub> se forman?

*Resp: a) Al b) 1.5 moles*

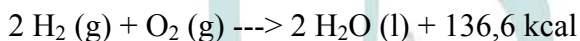
8. Tetracloruro de carbono se prepara haciendo reaccionar 500 g de disulfuro de carbono con cloro.



Si 800 g de CCl<sub>4</sub> se obtienen, calcule el porcentaje de rendimiento.

*Resp: 79.2 %*

9. Dada la siguiente ecuación termoquímica:



Calcular la cantidad de calor liberado cuando 10 g de hidrógeno reaccionan completamente con oxígeno para formar agua.

*Resp: 339 kcal.*

10. Dibuje un diagrama entálpico para una reacción exotérmica y para una reacción endotérmica.

## V. LECTURA POST SESIÓN

Páginas 90-98, 145-156 del texto **Química. La ciencia central**. Autores: Brown – LeMay – Bursten. 7ª edición Editorial Prentice – Hall, 1998

## SESIÓN N° 9

### SOLUCIONES

#### I. OBJETIVOS

- Definir operacionalmente el concepto de solución.
- Expresar la concentración de las soluciones en unidades físicas y químicas.

#### II. CONTENIDOS

- Concepto de solución.
- Concentración de las soluciones.
  - a. Unidades físicas.
  - b. Unidades químicas.
  - c. Dilución.

#### III. ACTIVIDAD PREVIA

Lea el siguiente texto:

##### **Concepto de solución:**

Es una mezcla homogénea de dos o más componentes que se encuentran en una sola fase.

##### **Concentración de las soluciones:**

Es tradicional describir dos grupos de unidades de concentración: unidades físicas y unidades químicas. La concentración se puede definir como la relación entre la cantidad de soluto y la cantidad de solvente o de solución.

##### Entre estas unidades tenemos:

- a) Porcentaje masa/masa: son los gramos de soluto que hay en 100g de solución.
- b) Porcentaje masa/volumen: son los gramos de soluto que hay en 100 mililitros de solución.
- c) Porcentaje volumen/volumen: son los mililitros de soluto que hay en 100 mililitros de solución.

##### Unidades químicas:

Entre estas unidades tenemos:

- a) **Molaridad:** es el número de moles de soluto contenidos en un litro de solución.
- b) **Molalidad:** son los moles de soluto por kilogramos de solvente contenido en la solución.

- c) **Fracción molar**: es la razón entre el número de moles de un componente y el número total de moles de todos los componentes de la solución.
- d) **Normalidad**: es el número de pesos equivalentes de soluto contenidos en un litro de solución.

### Dilución:

Se usa en el laboratorio para preparar soluciones más diluidas a partir de soluciones concentradas. Matemáticamente se expresa por la siguiente ecuación:

$$V_1 \times C_1 = V_2 \times C_2$$

Texto guía: Química para el nuevo milenio. Hill – Kolb. Prentice –Hall. 8ª, edición. 1999.

## IV. METODOLOGÍA DE TRABAJO

Resolución de problemas:

1. La concentración de una solución, ¿es una propiedad intensiva o extensiva?  
*Resp: intensiva.*
2. Calcule la molaridad de una solución que se preparó disolviendo 23,4 g de sulfato de sodio, en suficiente agua para formar 125 mL de solución.  
*Resp: 1.32 M*
3. Calcule la molaridad de una solución preparada, disolviendo 5g de glucosa en suficiente agua para formar 100 mL de solución.  
*Resp: 0.278 M*
4. ¿Cuántos gramos de sulfato de sodio se requieren para preparar 0,350 L de sulfato de sodio 0,500 M?  
*Resp: 24.9 g de sulfato de sodio.*
5. a) ¿Cuántos gramos de sulfato de sodio hay en 15 mL de sulfato de sodio 0.50 M?  
b) ¿Cuántos mL de solución de sulfato de sodio 0.50 M se requieren para suministrar 0.038 moles de esta sal?  
*Resp: a) 1.1 g ; b) 76 mL*
6. ¿Cuánto ácido sulfúrico 3,0 M se requiere para preparar 450 mL de ácido sulfúrico 0.10 M?  
*Resp: 15 mL*
7. ¿Cuántos mL de una solución 5.0 M de dicromato de potasio se deben diluir para preparar 250 mL de una solución 0.10 M?  
*Resp: 5.0 mL*

## V. LECTURA POST SESIÓN

Páginas 107 a 111 del texto **Química. La ciencia central**. Autores: Brown – LeMay – Bursten.  
7ª edición Editorial Prentice – Hall, 1998



**SESIÓN N° 10****LEYES DE LOS GASES.****I. OBJETIVOS**

- Aplicar las leyes de los gases a situaciones problemáticas.

**II. CONTENIDOS**

- Ley de Boyle.
- Ley de Charles.
- Ley de Gay-Laussac.
- Ley de las Presiones Parciales de Dalton.
- Ley de Avogadro.
- Ecuación del Gas Ideal.

**III. ACTIVIDAD PREVIA**

Estudie el siguiente texto:

**Ley de Boyle.**

A temperatura constante, el volumen de una masa fija de gas es inversamente proporcional a la presión, lo cual se expresa como:

$$P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2$$

**Ley de Charles.**

A presión constante, el volumen de una masa fija de cualquier gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta, lo cual se puede expresar:

$$V_1 / T_1 = V_2 / T_2$$

**Ley de Gay-Laussac.**

La presión de una masa fija de gas a volumen constante es directamente proporcional a la temperatura Kelvin, lo cual se expresa como:

$$P_1 / T_1 = P_2 / T_2$$

### Ley de las Presiones Parciales de Dalton.

La presión total de una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones parciales ejercidas por cada uno de los gases en la mezcla, lo cual se expresa como:

$$P_T = P_A + P_B + \dots$$

### Ley de Avogadro.

Volúmenes iguales de gases diferentes a la misma temperatura y presión contienen el mismo número de moléculas.

### Ecuación del Gas Ideal.

Esta ecuación resume las leyes anteriores. Su expresión es:

$$P \times V = n \times R \times T$$

Texto guía: Química para el nuevo milenio. Hill – Kolb. Prentice –Hall. 8ª, edición. 1999.

## IV. METODOLOGÍA DE TRABAJO

Resuelva los siguientes problemas:

1. Una masa dada de hidrógeno ocupa 40.0 L a 700 torr. ¿Qué volumen ocupará a 5.00 atm de presión?  
*Resp: 7.37 L*
2. Tres litros de hidrógeno a  $-20\text{ }^\circ\text{C}$  se dejan a la temperatura ambiente de  $27\text{ }^\circ\text{C}$ . ¿Cuál es el volumen a la temperatura ambiente si la presión permanece constante?  
*Resp: 3.56 L*
3. La presión de un recipiente de helio es 650 torr a  $25\text{ }^\circ\text{C}$ . Si el recipiente sellado se enfría a  $0\text{ }^\circ\text{C}$ , ¿cuál será la presión?  
*Resp: 595 torr*
4. Dados 20 L de amoníaco gaseoso a  $5\text{ }^\circ\text{C}$  y 730 torr, calcule el volumen a  $50\text{ }^\circ\text{C}$  y 800 torr.  
*Resp: 21.2 L*
5. Se colectó una muestra de 500 mL de oxígeno en agua  $23\text{ }^\circ\text{C}$  y 760 torr. ¿Qué volumen ocupará el oxígeno seco a  $23\text{ }^\circ\text{C}$  y 760 torr? La presión del vapor de agua a  $23\text{ }^\circ\text{C}$  es de 21.2 torr.  
*Resp: 486 mL de oxígeno seco.*
6. ¿Qué presión ejercerán 0.400 mol de un gas en un recipiente de 5.00 L a  $17\text{ }^\circ\text{C}$ ?  
*Resp: 1.90 atm*

7. Calcular la masa molar del gas butano, si 3.69 g ocupan 1.53 L a 20 °C y a una presión de 1 atm?

*Resp: 58 g/mol*

## V. LECTURA POST SESIÓN

Páginas 343 a 363 del texto **Química. La ciencia central**. Autores Brown – LeMay – Bursten. 7<sup>a</sup> edición Editorial Prentice – Hall, 1998

