

Q

QUÍMICA

TEXTO BÁSICO PRE-UNIVERSITARIO



LICENCIADO FERNANDO BEST

PROGRAMA DE REFORZAMIENTO ACADÉMICO



UNIVERSIDAD ESPECIALIZADA DE LAS AMÉRICAS
PANAMÁ

QUIMICA

DERECHOS RESERVADOS: UDELAS/FERNANDO BEST

ISBN:978-9962-9008-2-5

540

B464 Best, Fernando

Química: texto básico preuniversitario/
Fernando Best

Panamá: Universidad Especializada de
las Américas, 2012

96 p. 23 cms.

ISBN 978-9962-9008-2-5

1. EDUCACIÓN SUPERIOR

2. QUÍMICA-ENSEÑANZA I. Título



Editorial
UDELAS

DIRECCIÓN EDITORIAL

Editor: Manuel Orestes Nieto

Diseño de Portada: Salomón Vergara

Diseño Gráfico y Producción: Vladimir Franco B.

Primera edición impresa: 2012

Impresión: IMPREDELAS 2015

UNIVERSIDAD ESPECIALIZADA DE LAS AMÉRICAS
FACULTAD DE SALUD Y REHABILITACIÓN
DEPARTAMENTO DE CIENCIAS EXACTAS Y TECNOLOGÍA

QUÍMICA
LICENCIADO FERNANDO BEST

Panamá
2012

QUÍMICA



PLAN DEL CURSO

MODULO N°1

MATERIA Y ENERGÍA

I. Concepto de Materia.....	11
II. Concepto de Energía.....	13
III. Características de la materia.....	16
Sistemas de medición de las características de la materia	
1.- Sistema Inglés.....	22
2.-Sistema Internacional.....	25
IV. La Tabla Periódica.	
1-Teoría Cuántica.....	28
2-Metales.....	29
3- Metaloides.....	32
4-No metales.....	32
V.Nomenclatura.....	36

MODULO N°2

REACCIONES QUÍMICAS

I. Concepto.....	43
1-Balanceo.....	46
II. Reacciones Comunes.....	47
1-Síntesis y descomposición.....	47
2-Simple y doble desplazamiento.....	48
3-Neutralización y pH.....	49
a-Concepto de pH.....	50
b-Constante de Acides y Basicidad.....	51
4-Oxidoreducción.....	53

MODULO N°3

EL ESTADO LÍQUIDO DE LA MATERIA.

I. Concepto.....	57
II. El Agua.....	58
III. Soluciones.....	60

MODULO N°4

EL ESTADO GASEOSO DE LA MATERIA

I.	Concepto.....	67
II.	Características.....	68
III.	Las Leyes de los Gases.....	70
IV.	Ley de Boyle	71
V.	Ley de Charles.....	74
VI.	Ley de Gay Lussac	78
VII.	Fórmula Combinada de las Leyes de los Gases.....	81
VIII.	Ley de Dalton.....	84
IX.	Ley de Henry.....	89
X.	Aplicaciones	92
	BIBLIOGRAFÍA.....	95

INTRODUCCIÓN

La Química, es la ciencia que estudia la materia y su transformación. Como toda definición, en la misma se establece que su campo de estudio de esta área del saber, es la transformación de la materia. Por ello, es imprescindible que todo texto básico sobre esta temática inicie con un abordaje integral de la materia, sus características y los factores que la afectan. Si bien, el estudio de la materia en sí, es asunto de la Física, también es cierto, que actualmente hay una interdisciplinariedad entre especialidades. Este hecho debemos entenderlo para tener una mejor comprensión de las transformaciones que se producen en nuestro entorno.

Pero para comprender la materia, tanto en su nivel de agregado molecular como en el nivel atómico y subatómico, debemos ser capaces de caracterizarla y para ello tenemos que utilizar los Sistemas de Medidas. Tal es el caso del Sistema Internacional de Medidas, el cual debemos dominar para poder realizar estudios científicos, más aún cuando éste está establecido por Ley de la República de Panamá como el sistema de medidas oficial.

Por otra parte plantearemos algunos fundamentos de la mecánica cuántica, que nos permitirán la comprensión de la materia desde la perspectiva de su comportamiento sub-atómico, para establecer que, el comportamiento en lo macro depende del comportamiento en lo micro. Así por ejemplo, nos percataremos que la transformación de una sustancia, depende de las interacciones de los electrones de valencia que se encuentran en cada átomo de la misma, de manera que establecen vínculos bastante estables denominados enlaces moleculares.

Otro ejemplo que ilustra la comprensión de la materia es que la identidad del átomo, depende de la cantidad de protones (partícula subatómica que se encuentra en el núcleo atómico) variando ésta, en forma periódica.

Así como se afecta la materia por las interacciones de las partículas subatómicas, también apreciaremos como los diferentes tipos de reacciones entre sustancias, igualmente dependen de este comportamiento subatómico

La transformación de la materia, es entonces el meollo del asunto de la Química. Es su campo de estudio, es su razón de ser, y en ese sentido, todo lo que tiene que ver con dicha transformación, es un intento humano válido para explicar la composición del Universo, poder dominarlo y sojuzgarlo atendiendo al mandato bíblico dado en Génesis.

i

DESCRIPCIÓN DEL CURSO

El Curso que pretende apoyar este folleto es de manera introductorio y preuniversitario. Se quiere no solo sentar las bases para futuros Cursos Universitarios de Química, sino también para servir de fuente de conocimientos previos que le permita ingresar a cursos superiores no solo de Química sino de otras temáticas como Bioquímica, Fisiología, etc.

Por ello en el **MODULO N°1**, se abordará el concepto de materia y energía, de manera que le permita al estudiante caracterizar las sustancias u otros objetos de estudio especializado, y comprender que la energía es lo que mantiene la vida y que ambas magnitudes están estrechamente relacionadas.

El **MODULO N°2**, analizará las reacciones químicas como procesos de cambio de la materia y por lo tanto como proceso de cambio de todo lo que existe, incluyendo la vida. Igualmente se esbozará como estos tipos de reacciones se manifiestan en el ámbito de la salud humana.

El **MODULO N°3**, abarcará el estado líquido de la materia y de éste principalmente el agua, ya que esta sustancia interviene en todos los asuntos (reacciones) de transformación de la vida sobre la tierra, al punto de que sin ella no es posible su existencia. También se tocará la importancia como solvente de toda sustancia que quiera ingresar al ciclo de la vida sin importar su estado de agregación. Por ello en esta sección trataremos de las soluciones.

El **MODULO N°4**, contemplará el estado gaseoso, ya que en este estado están los gases que respiramos y que son indispensables para la vida. Abordaremos las diferentes leyes fisicoquímicas que rigen y explican el comportamiento de todos gases dentro de los cuerpos vivos y de su entorno.

OBJETIVOS GENERALES

1. Familiarizarse con el concepto de materia y energía y su influencia en todos los aspectos de nuestra vida.
2. Puntualizar como las reacciones químicas intervienen en los procesos naturales o experimentales.
3. Conocer las características del agua y como interviene en la disolución de sustancias útiles y perjudiciales para la salud.
4. Dominar como influyen las condiciones ambientales en el comportamientos de los gases.

OBJETIVOS ESPECÍFICOS:

1. Caracterizar la materia utilizando el Sistema Internacional de Medidas.
2. Señalar los diferentes tipos de energía y la forma en que se interconvierten.
3. Identificar los diferentes grupos que conforman la Tabla Periódica.
4. Explicar como varían las características de la materia en base a la Tabla Periódica.
5. Calcular el pH de una solución y la concentración de soluto en la misma
6. Plantear una reacción de oxido reducción y su balance electrónico.
7. Distinguir la característica polar del agua de los demás compuestos no polares.
8. Identificar las Leyes de los Gases y su importancia en la salud humana.

MODULO N°1

MATERIA Y ENERGÍA

I. CONCEPTO DE MATERIA

La materia se puede definir, como todo ente que tiene masa y ocupa espacio. Esta definición establece los tres factores principales que debe tener todo ente para que sea catalogado como materia.

El primer factor es la masa, la cual no se podría definir sin usar el concepto de materia, convirtiéndose en un círculo vicioso, pero aún así la definiremos como la cantidad de materia que tiene un objeto. Por lo tanto, por la dificultad de su definición la masa se entiende mejor conociendo sus características. Por ejemplo la masa se mide por medio de una balanza (no de una pesa o dinamómetro) también es necesario saber que ella es afectada por la luz, por la presión, por la temperatura, por la electricidad, la gravedad, etc. La reacción de la masa ante la incidencia de los factores anteriores, nos revelan su presencia.

Técnicamente podemos definir la materia como la suma del número de protones y neutrones que existen en ella, aceptando la convención (acuerdo de la comunidad científica) de que ambas partículas subatómicas tienen una masa de 1 (pero en realidad andan ambos en el orden 1.7×10^{-27} Kg).

Tenemos que agregar el segundo factor que de la definición de materia se desprende; que la misma debe ocupar un espacio, lo que debe entenderse como que ocupa un volumen, por ende debe contener necesariamente tres dimensiones; largo, ancho y altura.

1-Densidad de la materia

El tercer factor que determina la materia es la densidad. Si combinamos la masa y el espacio, obtenemos que toda materia debe tener una densidad. Así la densidad puede definirse como la cantidad de masa que puede encontrarse o colocarse en un volumen

determinado. Podemos condensar la misma por medio de la siguiente fórmula:

$$d = m/v \quad (1)$$

En donde d es la densidad m es la masa y v es el volumen de la materia

Comúnmente, la densidad se expresa en las unidades g/ml (gramos por mililitro) aun cuando en el Sistema Internacional se expresa en kg/m³. En base a la fórmula 1 podemos resolver algunos problemas cotidianos que se pueden presentar, por ejemplo:

Práctica # 1.

Que volumen necesito para contener una masa de agua de 20 gramos (g) si su densidad a 4 °C es de 0.987 g/ml.

Datos

Masa = 20g

Densidad = 0.987 g/ml

b- Usando la fórmula # 1 tenemos:

$$d = m/v$$

Solución:

1- Como el volumen está a la izquierda de la fórmula 1, multiplicaremos ambas partes de la ecuación por v(volumen), y luego en el término de la derecha eliminamos el volumen por simplificación, quedando despejada el volumen según la fórmula:

$$d \times v = m \quad (1 a)$$

2-Ahora para dejar el volumen solo, que es lo que me interesa, divido ambas expresiones entre d(densidad) y luego simplificamos en el término de la izquierda eliminando la d(densidad) quedando entonces la fórmula así:

$$v = m/d \quad (1b)$$

Ahora remplazamos los datos y nos queda:

$$v = 20g / 0.987 \text{ g/ml}$$

$$v = 20.26\text{ml.}$$

Práctica # 2.

¿Cuál será la densidad de un cuerpo que tiene una masa de 70g y ocupa un volumen de 15ml?

Datos:

Masa = 70g

Volumen = 15ml

Solución

Primero Utilizamos la ecuación # 1

$$d = m/v$$

Luego remplazamos los datos y tenemos:

$$d = 70g / 15\text{ml}$$

$$d = 4.7\text{g/ml}$$

Práctica # 3:

Calcule la masa que contiene un objeto cúbico que tienen una densidad de 1.7g/ml y mide 2cm de alto, 1.5cm de ancho y 3cm de largo.

Datos

Densidad = 1.7g/ml

Largo = 3cm

Ancho = 1.5cm

Alto = 2cm.

Solución

1- Calcule primero el volumen usando la geometría, quien nos dice que el volumen de un objeto cúbico es el producto de la multiplicación del largo por el ancho por el alto; expresándose así:

$v = \text{largo} \times \text{ancho} \times \text{alto}$.

Remplazamos los datos obteniendo:

$v = 3\text{cm} \times 1.5\text{cm} \times 2\text{cm}$

$v = 9\text{cm}^3$ o 9ml o 9cc. (un cm^3 es igual a 1ml e igual a 1cc)

2-Ahora utilizamos la fórmula # 1

$d = m/v$

Para ello despejamos la masa, para lo cual multiplicamos ambos términos de la ecuación por el volumen y luego eliminamos por simplificación el volumen del término de la derecha quedando la fórmula

$d \times v = m$

3-Remplazamos valores:

$1.7\text{g/ml} \times 9\text{ml} = m$

$m = 15.3\text{g}$

Práctica # 4:

Calcule la densidad (g/ml) de un protón, asumiendo que es una esfera.

Datos

masa: $1.7 \times 10^{-27}\text{Kg}$.

Diámetro del protón = $2.5 \times 10^{-15}\text{m}$.

Volumen de una esfera = $4/3\pi r^3$ en donde r es el radio y π (pi) es una constante que vale 3.1416.

Solución:

1-Primero tiene que convertir la masa del protón a gramos y el diámetro a cm^3 y luego a radio. Para ello realizaremos las siguientes operaciones, sabiendo que un kg es igual a 1000 gramos, que un metro es igual a 100cm. y que el diámetro de una esfera es igual a 2 veces el radio:

Masa = $1.7 \times 10^{-27}\text{kg} \times 1000\text{g}/1\text{Kg} = 1,7 \times 10^{-24}\text{g}$.

diámetro = $2.5 \times 10^{-15}\text{m} \times 100\text{cm}/\text{m} = 2.5 \times 10^{-13}\text{cm}$.

radio = diámetro/2

así,

$$\text{radio} = 2.5 \times 10^{-13} \text{cm} / 2 = 1.25 \times 10^{-13} \text{cm},$$

2-Ahora remplazamos en la formula de volumen de una esfera:

$$V = 4/3\pi r^3$$

$$V = 4/3 (3.1416) \times (1.25 \times 10^{-13} \text{cm})^3 = 4.1888 \times (1.95 \times 10^{-39}) = 8.17 \times 10^{-39} \text{cm}^3$$

3-A continuación utilizamos la fórmula # 1

$$d = m/v$$

3 y reemplazamos

$$d = 1.27 \times 10^{-24} \text{g} / 8.17 \times 10^{-39} \text{cm}^3 = 1.5 \times 10^{16} \text{g/cm}^3$$

TAREAS

1. Definir el concepto de materia.
2. Definir el concepto de masa.
3. ¿Qué otro término se puede usar en la definición de la materia en lugar de que ocupa un espacio?
4. Calcule la densidad de un material que tiene una masa de 55g y un volumen de 25ml.
5. Calcule el volumen que ocupará 10g de hierro si su densidad es de 7.9g/ml.
6. Determine la masa de un objeto que tiene una densidad de 0.85g/ml y ocupa un volumen de 25ml.
7. ¿Cuál sería la densidad en g/ml de un lingote de oro que mide 0.1m de largo, 0.05m de ancho y 0.05m de alto, si dicho lingote pesa 20kg.
8. Considere el átomo de Hierro, determine Cuál es la densidad del núcleo de dicho átomo. Para cumplir esta tarea, deberá investigar cuantos protones y neutrones tiene el núcleo de hierro, Cuál es el diámetro de dicho núcleo y Cuál es la masa de dichas partículas.
9. Hacer los siguientes cálculos:
 - a-Determine cuantos decímetros existen en un Kilómetro.
 - b-Cuántos Megagramos en 2000 Decagramos.
 - c-Cuántos decímetros cúbicos hay en un Hectómetro cúbico.
 - ch-Cuántos nanógramos hay en 50 microgramos.
 - d-Cuántos litros hay en 1×10^5 mililitros.

II. CONCEPTO DE ENERGÍA

La energía, puede definirse como la capacidad para realizar un trabajo o para transferir calor a otro objeto o al medio que envuelve la materia. Pero no solo pensemos en un trabajo útil convencional, sin también en todo aquel que produce movimiento, calor, luz, electricidad, etc.

Existen algunos tipos de energía sobre las que es necesario ahondar. Primero, es la *Energía Cinética*, que se define como la energía del movimiento, es decir todo lo que se mueve contiene este tipo de energía, sea un automóvil, nuestro planeta, el sol, un átomo, un electrón, etc.

Otra tipo de energía es la *Energía Potencial* que se puede definir como la energía de reserva que contiene los objetos producto de su posición relativa a otros objetos o por la conversión de otra energía. La *Energía Química*, que se encuentra en los enlaces químicos, es un tipo de energía potencial y es la responsable del gran trabajo que se realiza en el mundo ya que se usa ampliamente a través de la combustión de compuestos orgánicos.(derivados de petróleo).

Por último tenemos la *Energía Calorífica*, cuyo estudio denominamos **Termodinámica**. La energía calorífica, se manifiesta en forma de calor y se refleja a través de la temperatura (la cual se mide en base a una escala que puede ser la Celsius, la Fahrenheit o la Kelvin). Cuando hablamos de transferencia de calor en una reacción química hablamos de Entalpía(H). Si el cambio de Entalpía ($E_f - E_i$) es positiva ($+\Delta H$) estamos frente a una reacción que adsorbe calor del medio que la rodea y se denomina reacción o sistema endotérmico. Cuando el cambio de entalpía es negativa ($-\Delta H$) entonces la misma libera energía al ambiente circundante y se denomina reacción o sistema Exotérmica.

Tenemos que agregar, que todo tipo de energía debe cumplir con la primera **Ley de Termodinámica** que indica que **la energía no se conserva, es decir no se crea ni se destruye solo se transforma.**

TAREAS

1. Defina el concepto de energía.
2. Indique 5 tipos de energía que conozca.
3. Especifique que es entalpía y cuando es positiva o negativa.
4. Investigue de donde provienen todos los tipos de energía que existe en la tierra y describa como dicha fuente llega a convertirse (transformarse) en energía potencial química, eólica, hídrica y eléctrica).

III. CARACTERÍSTICAS DE LA MATERIA

La materia se nos revela a través de sus características y mediante la caracterización de ella podemos conocerla, ya sea por nuestros sentidos o por una extensión de ellos (telescopios, microscopios, termómetros, balanzas, etc.). Por lo tanto, tenemos que abordar las más importantes y significativas que son:

1-MASA:

La masa es la cantidad de materia que posee un objeto. Su presencia podemos detectarla por medio de nuestros sentidos (o una extensión de ellos) y podemos medirla a través de instrumentos denominados balanzas. Para poder controlar los procesos químicos, es indispensable que midamos la masa con precisión. Entre sus propiedades más conocidas, está el hecho de que ella no varía con la variación de la gravedad como ocurre con el peso, por ello la masa se mantendrá constante sin importar en que planeta (sistema gravitacional) se encuentre el objeto. Por lo tanto no es igual un kg. de masa, a un kg. de peso, ya que este último se refiere a una fuerza (Kilogramo fuerza) cuya magnitud y dirección depende de la gravedad. Sin embargo cuando nos mantenemos en un mismo planeta (asumiendo que la gravedad no varía considerablemente de un punto a otro), puede usarse indistintamente ambas magnitudes (como es nuestra práctica cotidiana).

La masa, puede caracterizarse midiendo o evaluando las siguientes características:

2-DIMENSIONES:

Toda masa se puede caracterizar especificando tres dimensiones que son: largo, ancho, alto. Combinando estas dimensiones, podemos tener parámetros como el volumen (multiplicando las tres) y el área (multiplicando dos) que vienen siendo de amplia importancia en la química. Por ejemplo, el volumen, es de fundamental para la determinación de la concentración de un compuesto químico y el área es básica para entender reacciones químicas en donde participan catalizadores, como también para entender el fenómeno de la corrosión.

El volumen (tres dimensiones; largo, ancho y alto) es muy importante delimitarlo, ya que se emplea en muchos métodos experimentales que utilizan la densidad y la concentración de las sustancias. Esta propiedad puede medirse por medios geométricos o de cálculo integral, por ejemplo: el volumen de un cubo se determina multiplicando el largo, por el ancho, por el alto; el volumen de una pirámide se obtiene multiplicando un tercio, por la base, por la altura. Pero también (es la forma más utilizada) se utilizan envases calibrados a un volumen específico como es el caso de los cilindros graduados, buretas, pipetas, etc.

Podemos hacer algunas prácticas para mostrar como se calcularía el área y el volumen:

Práctica # 1.

Determine el volumen de un trozo de cobre que mide 1m de largo, 0.5m de ancho, 0.25m de alto.

Datos:

Largo: 1m

Ancho: 0.5m

Alto: 0.25m

Solución:

Es importante considerar, que cuando se usan las fórmulas de volumen, tenemos que igualar a las mismas unidades todas las dimensiones (largo, ancho, alto) ya que la magnitud de volumen se expresa en unidades cúbicas. En este caso todos los parámetros están dados en metro, por lo que aplicamos la fórmula para el volumen de un cubo:

$$V = \text{Largo} \times \text{Ancho} \times \text{Alto}$$

Sustituimos valores

$$V = 1\text{m} \times 0.5\text{m} \times 0.25\text{m} = 0.125\text{m}^3$$

Práctica # 2.

Determine el área de reacción que posee una placa de cobre que tiene dimensiones de 0.25m de ancho y 50cm de largo.

Datos:

Ancho = 0.25m

Largo = 50cm

Solución:

Primero debemos equiparar las unidades de cada magnitud. Aquí tenemos dos opciones, o transformamos el ancho de metro a centímetros, o transformamos el largo de cm a metros. Escogemos la segunda opción en vista de que la unidad de área en el Sistema Internacional es el metro cuadrado.

$$\text{Largo} = 50\text{cm} \times 1\text{m}/100\text{cm} = 0.50\text{m}$$

Ahora utilizamos la fórmula de área para un rectángulo:

$$\text{Área} = \text{Largo} \times \text{Ancho} = 0.50\text{m} \times 0.25\text{m} = 0.125\text{m}^2$$

3-DENSIDAD:

La densidad la hemos definido como la cantidad de masa que se puede colocar en un volumen determinado y se plantea a través de la fórmula $d = m/v$. Esta característica de la materia, permite que se sumerja o flote en un líquido. Si la materia tiene mayor densidad que el líquido en donde se introduce, ésta se irá al fondo, pero si tiene menor densidad, ella flotará. Por ejemplo, el hecho de que un barco flote en el mar indica que el mismo tiene menor densidad que el agua del mar. También es determinante en las características de moléculas sumamente grandes como es el caso de los polímeros, en donde su fortaleza es directamente proporcional a la densidad del mismo.

4-CONCENTRACIÓN:

La concentración, es una medida de la cantidad de sustancia (expresada en gramos) que hay en un volumen determinado de otra (es el caso de las disoluciones, cantidad de un soluto en un solvente). Una de las formas científicas de medirla es en moles de soluto /litro de solución, entendiéndose la mol como la cantidad de masa de una sustancia dividida entre la masa molar (peso molecular) de la misma. Esta característica se evaluará más ampliamente en el **Modulo N°3** de este texto. Por ahora tenemos que decir que este parámetro tiene varias formas de medirlo; es el caso de el porcentaje de concentración, la Molaridad, partes por millón, billón y trillón y la normalidad, aunque se está descontinuando este término. Pero en todos los casos es la división de una unidad de masa entre el volumen de la solución.

5-TEMPERATURA:

Esta característica de la materia, es una manifestación de la energía calorífica de un cuerpo. Los efectos del calor los sentimos a través de la temperatura que se manifiesta a través del tacto, por medio de un termómetro o más reciente por medio de termocuplas o midiendo la cantidad de radiación infrarroja que emite la materia. Se considera frío cuando hay ausencia de calor y caliente cuando hay calor.

El calor (medido por medio de la temperatura) es importante para la Química, ya que su presencia expande la masa y su ausencia la contrae, pero también está asociado como un determinante del progreso de una reacción. El calor (medido a través de la temperatura) podría incrementar o reducir la velocidad y el rendimiento de una reacción química; dependiendo si son endotérmicas o exotérmicas. Pero también el hecho de que la temperatura cambie (suba o baje) durante un proceso químico, es una manifestación de la conversión de la energía química a energía calórica o viceversa, por lo que su presencia indicaría el avance de una reacción química.

La consecuencia de que la materia se expanda o se contraiga bajo los efectos de la temperatura (medida del calor), ha permitido que se confeccionen instrumentos de medición como los termómetros, los cuales al ser graduados, leen los grados de calor que posee la materia, expandiendo el mercurio o el alcohol que contienen dentro, haciendo que recorran la escala predeterminada.

Dependiendo del sistema de medición de pesos y medidas que se utilice, tenemos que la temperatura puede medirse en grados Fahrenheit (Sistema Inglés) grados Celsius (Sistema Métrico Decimal) y en grados Kelvin (Sistema Internacional). La escala Fahrenheit y Celsius, es una escala abierta hacia el lado positivo y hacia el lado negativo, por su parte la escala Kelvin solo es abierta hacia el lado positivo, lo que significa que en las dos primeras tendremos valores de temperatura negativos y positivos, mientras que la escala Kelvin solo medirá valores positivos.

El Sistema Internacional es el que a partir de octubre del 2012 se utiliza legalmente en Panamá (Sistema oficial), por ello debemos utilizar el Kelvin. Sin embargo, debido al impacto que tiene la temperatura sobre el desarrollo económico y social, se manejan fórmulas de conversión de un sistema a otro. De allí tenemos las siguientes:

1-Para convertir de grados Celsius ($^{\circ}\text{C}$) a grados Fahrenheit ($^{\circ}\text{F}$) tenemos:

$$^{\circ}\text{F} = 1.8 (^{\circ}\text{C}) + 32 \quad (2)$$

2-Para convertir de grados Celsius a grados Kelvin (K) tenemos:

$$\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273.15 \quad (3)$$

3-Para convertir de grados Kelvin a grados Fahrenheit tenemos la siguiente fórmula:

$$^{\circ}\text{F} = 1.8 (\text{K} - 273.15) + 32 \quad (4)$$

4-Para convertir de grados Fahrenheit a Kelvin usamos:

$$\text{K} = (^{\circ}\text{F} - 32) / 1.8 + 273.15 \quad (5)$$

5-Para convertir de grados Celsius a grados Fahrenheit se utiliza la siguiente fórmula:

$$^{\circ}\text{C} = (^{\circ}\text{F} - 32) / 1.8 \quad (6)$$

Es útil saber como referencia que:

a- El agua se congela a 0°C , que equivale a 32°F y a 273.15K .

b- El agua ebulle (hierve) a 100°C que es equivalente a 212°F , y a 373.15K

También tenemos que indicar que la fórmula 6 es una derivación de la fórmula 2 y que las fórmulas 4 y 5 son una combinación de las fórmulas 2 y 3.

Práctica # 1:

Determine cuanto grados Fahrenheit corresponden a una temperatura de -15°C y una de 300K .

Datos:

$$T = -15^{\circ}\text{C}$$

$$T = 300\text{K}$$

Solución:

Procedemos primero a utilizar la fórmula # 2:

$$^{\circ}\text{F} = 1.8^{\circ}\text{C} + 32$$

Reemplazamos valores:

$$^{\circ}\text{F} = 1.8(-15^{\circ}\text{C}) + 32 = -27 + 32 = 5^{\circ}\text{F}$$

Para la segunda parte, tomamos la fórmula # 4

$$^{\circ}\text{F} = 1.8 (\text{K} - 273.15) + 32$$

Reemplazamos valores:

$$^{\circ}\text{F} = 1.8(300-273.15) + 32 = 80.33^{\circ}\text{F}$$

6-LA MOL:

La mol de una sustancia podría definirse como el producto de 6.02×10^{23} átomos (constante de **Avogadro**) por la masa en gramos de cada átomo, aun cuando esta constante se le puede aplicar a electrones, protones, neutrones, átomos, moléculas, etc.

Esta unidad es muy útil sobre todo para trabajar la estequiometría de las reacciones (determinar la cantidad de producto o de reactivo que se formará o necesitará para completar

una reacción) ya que se ha encontrado una relación entre las moles de reactivos y de productos. Es decir, que las reacciones químicas solo tendrán sentido práctico cuando la cantidad de las sustancias que reaccionan o se forman están expresadas o miden en moles. En forma práctica una mol de un elemento puro no es más que su peso atómico expresando en gramos y una mol de una sustancia molecular pura es su peso molecular expresado en gramos. Por ejemplo: El peso atómico del elemento Hierro (Fe) es 56 uma (unidades de masa atómica) por lo que una mol de esa sustancia sería 56 g (gramos). De allí que en caso de tener una cantidad determinada de hierro en gramos, para saber cuántas moles de este elemento hay, basta con dividir dichos gramos entre el valor de una mol de hierro (56 g/mol). Veamos el siguiente ejemplo numérico:

Practica # 1:

Determinar cuántas moles de Litio hay en 30 gramos de este metal.

Solución:

PA (Masa Atómico) del litio: 6.941 g/mol

Moles = Masa en gramos/masa atómica = $30\text{g}/6.941\text{g/mol} = 4.322$ moles

Practica # 2:

Calcule cuantas moles de Glucosa (un azúcar) hay en 70g de esta sustancia.

Solución:

Primero hay que saber que la Glucosa tiene la fórmula $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, seguidamente hay que calcular el Peso Molecular de dicha sustancia, para ello hay que tomar el Peso Atómico de cada elemento que la constituye y multiplicarlo por el subíndice asignado a cada átomo luego se suman todos los productos, así:

Carbón = $\text{Cx}6 = 12 \times 6 = 72$

Hidrógeno = $\text{Hx}12 = 1 \times 12 = 12$

Oxígeno = $\text{Ox}6 = 16 \times 6 = 96$

Peso Molecular 180 uma,

Según la definición esbozada en los párrafos anteriores una mol de una sustancia es el Peso molecular de dicha sustancia expresada en gramos, por lo tanto una mol de glucosa equivale a 180g.

Ahora tenemos que:

moles = Gramos de sustancia/Peso por mol = $70\text{g}/180\text{g/mol} = 0.389$ moles

TAREAS

1. Defina ¿Qué es masa?
2. Defina ¿Qué es área e indique su importancia en Química?
3. Defina ¿Qué es el volumen e indique su importancia en Química?
4. Defina ¿Qué es la densidad de la materia?
5. Defina ¿Qué es la temperatura e indique las unidades de medida según los distintos sistemas de pesos y medidas que existen.
7. Convierta $35\text{ }^{\circ}\text{C}$ en grados Fahrenheit.
8. Conviertan $75\text{ }^{\circ}\text{F}$ en grados Celsius.
9. Convierta $-45\text{ }^{\circ}\text{C}$ en grados Kelvin.
10. Convierta $37\text{ }^{\circ}\text{F}$ en grados Kelvin.
11. Convierta 275 K en grados Celsius.
12. Convierta 325 K en grado Fahrenheit.
13. Determine a cuántos grados Celcius y Kelvin corresponde una temperatura de 150°F .
15. Calcule cuántas moles de sulfato de bario hay en 170g de dicha sustancia.
16. Calcule cuántas moles de Calcio hay en 200 gramos de esta sustancia.

SISTEMAS DE MEDICIÓN DE LAS CARACTERÍSTICAS DE LA MATERIA.

Sistema Inglés

El Sistema Inglés es el sistema de pesas y medidas más antiguo de los existentes y fue utilizado extensamente a nivel mundial a raíz del dominio comercial y militar de Gran Bretaña (Inglaterra) y posteriormente Estados Unidos de América (ex colonia inglesa). Actualmente está vigente en Estados Unidos de América en sus operaciones comerciales, ya que su comunidad científica utiliza el Sistema Internacional.

El Sistema Inglés, tiene el inconveniente de que no está estructurado usando múltiplos y submúltiplos de la unidad base, lo que lo hace poco amigable en su empleo.

La razón por la cual se toma en cuenta este sistema, en este manual, es el hecho de que en Panamá se manejaba una combinación de éste, con el Sistema Internacional a raíz de la ocupación militar norteamericana que tuvimos hasta finales del siglo XX. A partir de octubre del 2012 está vigente el Sistema Internacional de Medidas. Así, no es raro que compremos la gasolina en galones, pero la leche en litros; medimos las distancias en metros, pero la tela en yardas. Esta dicotomía nos hace considerarlo para familiarizarnos con su conversión.

CUADRO N° 1

Característica de la materia	Unidad de medida	Abreviatura	Equivalencia en el Sistema Internacional
Masa	Libra	Lb.(16 onzas)	0.454 Kg
	Onzas	Oz	0.0284 Kg
Longitud	Yarda	Yd.(3 pies)	0.9 metros
	Pie	ft.(12plg)	0.30 centímetros
	Pulgadas	in.	2.5 centímetros
Área	Yarda cuadrada	Yd ²	0.81metros cuadrados
	Pie cuadrado	ft ²	9 x 10 ⁻² cm ²
	Pulgadas cuadradas	plg ²	6.25 cm ²
Volumen	Yardas cúbicas	Yd ³	0.73 m ³
	Pies cúbicos	ft ³	0.027 m ³
	Pulgadas cúbicas	in ³	15.6 cm ³
	Galón	gl	3.78 litros(3.8 x 10 ⁻³ m ³)
Densidad	Libras/pie cúbico	lbs/ft ³	16.8 Kg./m ³
Temperatura	Grados Fahrenheit	°F	(°F – 32)/1.8 + 273.15 =K

Práctica # 1:

Su familia regularmente consume semanalmente, 5lbs de carne, 1 galón de leche, 1yd de tela, 30ft³ de agua. Determine cuál será su precio según el Sistema Internacional. Complete el siguiente cuadro:

Consumo Sistema Inglés	Precio por unidad	Consumo Sistema Internacional	Precio en el S.I.
Carne 5Lbs.	B/.2.00/lb.	2.27Kg	B/. 4.41/Kg.
Leche 1gal.	B/.2.40/gal.	3.78L	B/. 0.63/L
Tela 1 yd.	B/2.25/yd.	0.90m	B/.2.50/m
Agua 30ft ³	B/.0.10/ft ³	0.81m ³	B/.3.70/m ³

Solución:

1-5Lbs. de carne

Se busca la equivalencia en la cuadro # 1 de conversiones que nos indica que una libra equivale a 0.454kg. y se multiplica:

$$5\text{Lbs} \times 0.454\text{Kg./Lbs} = 2.27\text{kg.}$$

Igualmente se hace con el precio, pero esta vez el factor se invierte:

$$\text{B}/.2.00 \text{ /Lbs} \times 1 \text{ Lbs./}0.454\text{Kg.} = \text{B}/.4.40 \text{ / kg.}$$

2-1gal. de leche

Se busca en el cuadro #1 la equivalencia de un galón a litro y se multiplica:

$$1\text{gal} \times 3.78\text{L/gal.} = 3.78\text{L}$$

Igualmente se hace lo mismo con el precio, pero esta vez se invierte el factor:

$$\text{B}/.2.40 \text{ / gal.} \times 1\text{gal}/3.78\text{L} = \text{B}/. 0.63 \text{ por litro}$$

3-Tela 1yd.

Se busca la equivalencia de 1 yd a metros en el cuadro # 1 y se multiplica:

$$1\text{yd.} \times 0.90\text{m}/1\text{yd.} = 0.90\text{m}$$

Para el precio, invertimos el mismo factor y lo multiplicamos por el precio por yd:

$$\text{B}/. 2.25/\text{yd.} \times 1\text{yd}/0.90\text{m} = \text{B}/.2.50 \text{ por metro}$$

4-Agua 30 ft³

En este caso se hace lo mismo, se busca en el cuadro #1 en la sección de volumen la equivalencia de la ft³ a m³ y se multiplica por el consumo:

$$30\text{ft}^3 \times 0.027\text{m}^3/1\text{ft}^3 = 0.81\text{m}^3$$

Con el precio hacemos igual, pero esta vez invertimos el factor:

$$\text{B}/.0.10/\text{ft}^3 \times 1\text{ft}^3 / 0.027\text{m}^3 = \text{B}/. 3.70 \text{ por metro cúbico}$$

TAREAS

1. ¿Qué particularidad presenta el Sistema Inglés de pesos y medidas?
2. Un cuerpo tiene las siguientes dimensiones: Largo 1 yd, ancho 2 ft, alto 15 plg. Calcule su volumen en yd^3 y en m^3 .
3. Un cuerpo tiene una masa de 12oz y el volumen que ocupa es de 5ft^3 . Calcule la densidad en lb/ft^3 y en Kg/m^3 .
4. Determine cuántos galones hay en 10 litros de gasolina.
5. Establezca cuántos pies cuadrados hay en $5.0 \times 10^{13} \text{ cm}^2$.
6. Haga una lista de transacciones comerciales en donde se utiliza aun el Sistema Inglés.
7. Una bodega tiene una dimensión de 6 metros de alto, 500cm. de ancho y 2 Decámetros de largo. Calcule el volumen de dicho equipo en centímetros cúbicos. si Volumen = Alto x ancho x largo y un metro cúbico es igual a 1×10^6 centímetros cúbicos. Determine ese volumen en ft^3 .

Sistema Internacional

El Sistema Internacional fue una evolución del Sistema Métrico Decimal, lo que quiere decir que son sistemas similares en cuanto a la forma de usar múltiplos y submúltiplos en base a 10 y utilizando prefijos griegos para identificarlos.

El Sistema Internacional se adoptó por acuerdo internacional con la intención de ser adoptado de manera generalizada a nivel mundial tanto en el ámbito comercial como científico. Por Ley de la República este sistema es el oficialmente aprobado para todas las operaciones comerciales y científica en nuestro país a partir de octubre del 2012.

El Cuadro N° 2 muestra la lista de los prefijos griegos, su abreviatura, la magnitud y un ejemplo de aplicación.

CUADRO N° 2

PREFIJO	ABREVIATURA	MAGNITUD	EJEMPLO	VALOR
Giga	G	10^9	Gigámetro	$1 \times 10^9\text{m}$
Mega	M	10^6	Megámetro	$1 \times 10^6\text{m}$
Kilo	k	10^3	Kilómetro	$1 \times 10^3\text{m}$
Hecto	H	10^2	Hectómetro	$1 \times 10^2\text{m}$
Deca	D	10	Decámetro	10m
Metro	m	1	Metro	1m
deci	dm	10^{-1}	decímetro	$1 \times 10^{-1}\text{m}$
centi	cm	10^{-2}	centímetro	$1 \times 10^{-2}\text{m}$
mili	mm	10^{-3}	milímetro	$1 \times 10^{-3}\text{m}$
micro	μ	10^{-6}	micrómetro	$1 \times 10^{-6}\text{m}$
nano	n	10^{-9}	nanómetro	$1 \times 10^{-9}\text{m}$
pico	p	10^{-12}	picómetro	$1 \times 10^{-12}\text{m}$
femto	f	10^{-15}	femtómetro	$1 \times 10^{-15}\text{m}$

Su uso es sumamente sencillo, solamente hay que aprenderse los prefijos y su progresión o evolución en la escala (Cuadro N° 2), Tengo que saber, que la unidad básica, sea metro, gramo, pascal, bit, etc. está en el centro de la escala y significa que tiene un valor de 1. A medida que se sube en la escala los valores serán de $10^1(10)$, $10^2(100)$, etc. Si hacemos el recorrido contrario (hacia abajo) los valores serán menores que 1, $10^{-1}(0.1)$, $10^{-2}(0.01)$, etc. De allí que las conversiones entre un múltiplo o submúltiplo a otro, sea muy sencillo.

Práctica # 1:

Determine cuantos Kilómetros(km.) hay en 1,000Gm(gigámetro).

Datos:

1,000Gm

Solución:

Primero vamos al cuadro #2 y buscamos la equivalencia de Kilómetros a metros y la de Gigámetro a metros y vamos construyendo los factores correspondientes:

$$1,000\text{Gm.} \times (1 \times 10^9\text{m}/1\text{Gm}) = 1 \times 10^{12}\text{m}$$

después, multiplica el resultado anterior entre la equivalencia de kilometro:

$$1 \times 10^{12}\text{m} \times (1\text{km}/10^3\text{m}) = 1 \times 10^9\text{km,}$$

Es decir que en 1,000 Gm. hay 1×10^9 km.

Práctica #2

Determine cuantos micrómetros ($\mu\text{m.}$) hay en 20Mm. (Megámetro)

Datos:

20Mm

Solución:

Vamos a el cuadro #2 y observamos la equivalencia de micrómetros (μm) a metro y de Megametros (Mm) a metro y construimos los factores apropiados. Observar que cuando voy a buscar la equivalencia de metros a micrómetros, tengo que cambiarle el signo al exponente de la equivalencia, es decir 1 metro es $1 \times 10^6 \mu\text{m}$ lo que equivale a decir que 1 micrómetro es $1 \times 10^{-6}\text{m}$.

En otras palabras, podría utilizar como regla, que cada vez que voy de metro a submúltiplos el exponente será positivo y cuando voy de submúltiplos a metro el exponente será negativo. También cada vez que voy de metros a múltiplos del metro el exponente es negativo y cuando voy de múltiplos a metros el exponente es positivo. Como por ejemplo: 1 metro es 1×10^{-3} km. mientras que 1km. es $1 \times 10^3\text{m}$.

Así tenemos que:

$$20\text{Mm} \times (1 \times 10^6\text{m}/1\text{Mm}) = 2 \times 10^7\text{m}$$

Luego el resultado anterior:

$$2 \times 10^7\text{m} \times (1 \times 10^6\mu\text{m}/1\text{m}) = 1 \times 10^{13}\mu\text{m} \quad \text{Es decir que en 20Mm. hay } 1 \times 10^{13} \mu\text{m.}$$

También puedo hacer interrelaciones entre la escala de múltiplos y submúltiplos del cuadro #2 y el cuadro #1, por ejemplo:

Práctica #3

Determine cuantos nanómetros hay en 200 pulgadas.

Datos:

200pulgadas

Solución:

Primero me voy al cuadro #1 y busco la conversión de pulgadas a una unidad del Sistema Internacional y construyo un factor, por ejemplo 1in es igual a 2.5cm. segundo tomo la unidad del Sistema Internacional (cm) y busco la equivalencia a metros en el cuadro

#2 ejemplo 1cm es igual a 0.01m. Tercero observo en el mismo cuadro (#2) y tomo la equivalencia de la unidad escogida (m) y busco su equivalencia a nanómetros.

1-200in. X (2.5cm./1in) = 500 cm.

Luego,

2-500cm. X 1m/100cm. = 5 m.

Finalmente:

3-5m X 1x10⁹nm/1m = 5x10⁹ nm.

En otras palabras, en 200in. Hay 5x10⁹ nm.

TAREAS

- ¿Qué particularidad presente el Sistema Internacional de pesos y medidas?
- Calcule el área en centímetros cuadrados o superficie de un catalizador de Titanio que tiene un largo de 0.5cm y un ancho de 0.1m.
- Un cuerpo tiene una masa de 12 onzas y el volumen que ocupa es de 5ft³. Calcule su densidad en g/cm³.
- Determine cuántos micrómetros hay en 1.5yd.
- Calcule cuántos decímetros hay en 2 Hectómetros.
- Hacer los siguientes cálculos (5 pts.):
 - Determine cuántos decímetros existen en un Kilómetro.
 - Cuántos Megagramos hay en 2,000 Decagramos.
 - Cuántos decímetros cúbicos hay en un Hectómetro cúbico.
 - Cuántos nanogramos hay en 50 microgramos.
 - Cuántos litros hay en 1 x 10⁵ mililitros.
- Una bodega tiene una dimensión de 6 metros de alto, 500cm. de ancho y 2 Decámetros de largo, calcule el volumen de dicha bodega en centímetros cúbicos. si Volumen = Alto x ancho x largo y un metro cúbico es igual a 1 x 10⁶ centímetros cúbicos.

IV. LA TABLA PERIÓDICA

Teoría Cuántica

El átomo se puede definir como la parte más pequeña de la materia elemental que mantiene las características y propiedades del elemento. Esta definición se contrapone a la de la molécula, de quien se dice que es la partícula más pequeña de la materia molecular que mantiene las características y propiedades de la materia molecular.

El átomo está constituido a nivel subatómico por partículas que determinan sus características y por ende las características de la materia. Tres son las importantes desde el punto de vista químico:

El **electrón** que por convención se le atribuye una masa de 0 y una carga de -1. Esta partícula es la que se intercambia o participa en las reacciones químicas y constituyen los enlaces moleculares, los mismos se localizan en orbitales (cuya energía está cuantizada o empaquetada) que se mueven alrededor del núcleo. Los electrones que participan en una reacción química se denominan electrones de valencia y son los que se encuentran en la órbita más externa que se denomina capa de valencia. Éstos últimos son los responsables de características como; el *magnetismo* y la *electricidad*, pues éstas no son más que el comportamiento de estos ante un campo magnético o un flujo de electrones respectivamente.

El **protón** por su lado, se encuentra localizado en el núcleo y por acuerdo de la comunidad científica, se le ha asignado una masa de 1 y una carga de +1. Esta partícula es la que le da la identidad a cada elemento y la tabla periódica se a organizado en base a el número creciente de esta partícula, a cuya cantidad se le denomina número atómico. Es decir que la Tabla Periódica no es más que un ordenamiento creciente de los elementos descubiertos en base a su número de protones o número atómico.

El tercero es el **neutrón** que se encuentra localizado en el núcleo y se ha establecido que tiene una masa de 1 y una carga neutra de 0. La razón de ser de los neutrones es mantener la estabilidad en el núcleo evitando que se desintegre producto de que los protones tienen carga positiva y tenderían a repelerse según la ley de cargas de **Coulomb**. La suma de protones más neutrones nos proporcionan la denominada masa atómica (Peso Atómico) por lo que sería bastante preciso indicar que la masa del átomo se encuentra concentrada en el núcleo en un 99.99999%.

Es necesario saber, que un átomo neutro (es como están plasmados en la Tabla Periódica) debe contener la misma cantidad de protones y electrones ya que sus cargas se corresponden y neutralizan. También se puede decir (siendo una aproximación con propósito didáctico) que el número de neutrones es igual al número de protones exceptuando en el Hidrógeno (solo contiene un protón sin neutrones), y en los átomos transuránicos (que contiene más neutrones que protones) y los isótopos (contiene más neutrones que protones).

En el caso de los isótopos, (son átomos del mismo elemento), ellos tienen igual número atómico (igual número de protones), pero poseen distinta masa atómica, (la suma de protones más neutrones) ya que el número de neutrones varía de un isótopo a otro. Ellos, a pesar de que son el mismo elemento, poseen propiedades distintas, sobre todo aquellas que dependen de la masa atómica, como es el caso del punto de fusión y el punto de ebullición.

Los científicos **Dimitri Mendeleev** y **Lotar Meyer** en 1869 por separado, presentaron a la comunidad científica un esquema de organización de los elementos existentes. Ellos encontraron que podían organizarlos en periodos que dependían del número atómico. Actualmente la Tabla Periódica cuenta con 118 elementos (los elementos 113 y 115 no se ha descubierto o fabricados) y se ha organizado en un arreglo de 18 columnas que se les denomina grupo y 7 filas que se le denominan periodo. La secuencia es continua en cuanto al número atómico en las filas más no así en las columnas, ya que en las filas, el número atómico aumentan de uno en uno, mientras que en las columnas o grupos, aumenta según la cantidad de átomos que le preceden. Por el comportamiento creciente de la cantidad de elementos de la Tabla Periódica en el último siglo, se puede inferir que se seguirán descubriendo y también diseñando nuevos átomos.

Lo sorprendente de la forma de organización de la Tabla Periódica (por medio del número creciente de protones) es que resulta en la formación de grupos de elementos (columnas) que tienen muchas características iguales. Esta organización le confiere a la ciencia una alta capacidad de predicción, ya que puede sospechar de la existencia de nuevos elementos y al descubrirlos pueden determinar sus características a pesar que no se tengan la suficiente cantidad para estudiarlos. En este sentido evaluaremos algunos grupos en que se divide este instrumento:

1. Metales:

El grupo de los metales contemplan aquellos elementos que se encuentran a la izquierda de la tabla periódica (entre la fila 1 hasta la frontera de los metaloides) y de hecho esta característica metálica aumenta en los periodos o filas, de los extremos hacia el centro y en las columnas o grupos, de arriba hacia abajo.

Sus características son peculiares y únicas:

1. La capacidad de conducir la electricidad
2. La capacidad de conducir el calor
3. Tienen brillo metálico (color plateado brillante)
4. Tienen una alta densidad (en comparación con los otros grupos de elementos)
5. Su punto de ebullición y de fusión es mayor que los de los demás grupos.
6. Son dúctiles,
7. Son maleables,
8. Reaccionan con el oxígeno o con el agua para formar óxidos,

El grupo principal de los metales, se divide en grupos más pequeños o subgrupos como lo son:

Metales Alcalinos:

Éstos se encuentran en la fila # 1, todos son muy reactivos por su gran propensión a perder un electrón (de la capa de valencia) en sus reacciones, poseen un brillo metálico y todas las demás característica metálicas (transmisión del calor, de la electricidad, ductilidad, brillo metálico, maleabilidad, etc.). Todos desplazan al hidrógeno de sus compuestos para formar sales de tipo iónicas. Todos poseen un electrón en su capa de valencia el que se encuentra siempre en los suborbitales s de su último nivel energético. El cuadro # 3 muestra este grupo y algunas informaciones importantes:

Cuadro N° 3

Elemento Alcalino	Símbolo	Numero de protones (Número atómico)	Masa Atómica
Litio	Li	3	6.94
Sodio	Na	11	22.99
Potasio	K	19	39.09
Rubidio	Ru	37	85.47
Cesio	Cs	55	132.90
Francio	Fr	87	223.00

Metales Alcalino Térreos:

Estos elementos se encuentran en la fila # 2 y también son muy reactivos, pero menos que los del grupo anterior, además de manifestar todas las características de los metales. Poseen dos electrones en su órbita de valencia ubicados en el suborbital s del último periodo. También tienden a formar compuestos o sales de tipo iónica y desplazan al hidrógeno de sus compuestos. El cuadro # 4 muestra un resumen de los mismos:

Cuadro N° 4

Elemento Alcalino Téreo	Símbolo	Número de protones (Número Atómico)	Masa Atómico
Berilio	Be	4	9.01
Magnesio	Mg	12	24.30
Calcio	Ca	20	40.08
Estroncio	Sr	38	87.62
Bario	Ba	56	137.33
Radio	Ra	88	226.02

Metales de Transición:

Es un amplio subgrupo que se esparce aproximadamente desde la fila 3 hasta la 13. Son menos reactivos que los anteriores. Como es un grupo tan amplio se tienen todo tipos de metales, algunos desplazan el hidrógeno de sus compuestos y otros no. Son metales duros, con lustre, dúctiles y maleables, etc. Este grupo de metales contienen sus electrones de valencia agrupados en el suborbitales d. El cuadro # 5 muestra los más comunes:

Cuadro N° 5

Elemento metálico de Transición	Símbolo	Número de electrones (Número Atómico)	Masa Atómica
Titanio	Ti	22	47.90
Cromo	Cr	24	52.00
Molibdeno	Mo	42	95.94
Manganeso	Mn	25	54.94
Hierro	Fe	26	55.85
Vanadio	V	23	50.94
Cobalto	Co	27	58.93
Níquel	Ni	28	58.70
Plomo	Pb	82	207.20
Platino	Pt	78	195.09
Cobre	Cu	29	63.55
Plata	Ag	47	107.87
Oro	Au	79	196.97
Zinc	Zn	30	65.38
Cadmio	Cd	48	112.41
Mercurio	Hg	80	200.59
Aluminio	Al	13	26.98
Estaño	Sn	30	118.69

2--Metaloides

Estos elementos se encuentran distribuidos de las filas 13 a la 17 en forma escalonada formando una escalera muy delgada. Este grupo de elementos posee características intermedias entre los metales y los no metales, por lo que algunos pueden presentar lustre metálicos y otros no, otros pueden transmitir cierto nivel de corriente eléctrica y otros no. Abajo los encontrará en el cuadro # 6.

Su importancia radica en que son el centro de estudio en cuanto a la formulación de compuestos superconductores de gran importancia en el diseño de computadoras y circuitos electrónicos.

Cuadro N° 6

Metaloides	Símbolo	Número de protones (Número Atómico)	Masa Atómica
Boro	B	5	10.81
Silicio	Si	14	28.09
Germanio	Ge	32	72.59
Arsénico	As	33	74.92
Antimonio	Sb	51	121.75
Telurio	Te	52	127.60

3-No metales:

Este grupo se ubica desde la línea 13 hasta la 18. Se caracterizan por el hecho de que no transmiten la corriente eléctrica, ni la temperatura, además no poseen lustre metálico y muchos son gases, tienden a reducirse (ganar electrones) cuando se encuentran en contacto con los metales. A continuación presentamos en la tabla # 7 algunos de estos elementos:

Cuadro N° 7

No metales	Símbolo	Número de protones (Número Atómico)	Masa Atómica
Carbón	C	6	12.01
Nitrógeno	N	7	14.00
Fósforo	P	15	30.97
Oxígeno	O	8	16.00
Azufre	S	16	32.06
Selenio	Se	34	78.96

Los no metales se consideran en general como aislantes del calor y de la electricidad, por lo que en combinación con los otros grupos principales, son de gran utilidad para la vida cotidiana. Algunos grupos menores o subgrupos de los no metales son:

Halógenos (fila 17). :

Estos elementos son en realidad no metales, pero por sus características particulares es preferible tratarlos como un grupo especial. Todos ellos son muy reactivos debido a que solo le falta un electrón para completar su órbita de valencia con 8 electrones. Su reactividad, hace que formen compuestos iónicos al reaccionar con los metales alcalinos y alcalinos térreos, además todos existen en la naturaleza como gases diatómicos. El cuadro # 8 muestra los elementos más representativos de este grupo.

Cuadro N° 8

Halógenos	Símbolo	Número de Protones (Número Atómico)	Masa Atómica
Flúor	F	9	19.00
Cloro	Cl	17	35.45
Bromo	Br	35	79.90
Yodo	I	53	126.90
Astato	At	85	210.00

Gases Nobles (fila 18):

Su nombre lo sugiere todo, como ellos tienen completa su órbita de valencia (8 electrones), ellos son muy poco reactivos, se puede decir que no reaccionan con nada bajo condiciones normales. Actualmente los químicos han logrado obtener compuestos de Kriptón y Xenón utilizando condiciones de reacción muy especiales. El cuadro # 9 muestra estos elementos.

Cuadro N° 9

Gases Nobles	Símbolo	Número de protones (Número Atómico)	Masa Atómica
Helio	He	2	4.00
Neon	Ne	10	20.18
Argón	Ar	18	39.95
Kriptón	Kr	36	83.80
Xenón	Xe	54	131.30
Radón	Rn	86	222.00
Oberon	On	118	288.00

TAREAS

1. Defina qué es el átomo.
2. Indique cuáles son las partes del átomo e indique su masa y su carga.
3. ¿Cómo organizaron Medeleev y Meyer la Tabla Periódica.
4. Detalle los grupos que conforman la Tabla Periódica.
5. Observe el siguiente cuadro y coloque en la columna de al lado el símbolo correcto.

Nombre del elemento	Símbolo del elemento
Sodio	
Potasio	
Hidrógeno	
Helio	
Calcio	
Magnesio	
Oxígeno	
Azufre	
Hierro	
Oro	
Plata	
Cromo	
Litio	
Nitrógeno	
Cloro	
Aluminio	
Arsénico	
Flúor	
Manganeso	

6. Complete el siguiente cuadro (asuma que el número de protones es igual al número de neutrones)

Elemento	N.A.	Valencia o carga	Protones	Neutrones	Electrones	Masa Atómica
Cromo	24	0				
Rubidio		+3		37		
Aluminio		0				26
Yodo		-1			54	
Calcio	20	+2				

7. Un átomo contiene 26 protones, 28 neutrones y 26 electrones. ¿Cuál es su masa atómica en una?
8. El catión Ca^{+2} al compararlo con el Ca elemental. Cuántos electrones de más o de menos contiene?
9. En el átomo, los niveles de energía se denominan?.
10. ¿Cuál es el único grupo de la Tabla Periódica que cumple con la Ley de los octetos o de los duetos?.
11. Defina isótopos.

V. NOMENCLATURA

Es importante aprender el lenguaje de la Química, y para ello debemos no solo memorizar, sino también aprendernos algunas reglas sencillas al respecto. En la tarea anterior se presentaron una serie de elementos agrupados para facilitar su aprendizaje. Estos elementos se combinaron entre si y junto con otro grupo que se denominan iones poliatómicos (ver cuadro # 10). Hay que recordar, que para que se formen los compuestos, es necesario que los elementos o los iones poliatómicos combinen sus electrones de valencia para formar enlaces moleculares que se sitúan en espacios denominados orbitales moleculares. Siendo así los enlaces moleculares, la combinación de orbitales atómicos.

Cuadro N° 10
Iones poliatómicos más comunes.

Nombre	Fórmula	Valencia
Amonio	$(\text{NH}_4)^{+1}$	+1
Acetato	$(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)^{-1}$	-1
Hipoclorito	$(\text{ClO})^{-1}$	-1
Clorito	$(\text{ClO}_2)^{-1}$	-1
Clorato	$(\text{ClO}_3)^{-1}$	-1
Perclorato	$(\text{ClO}_4)^{-1}$	-1
Cianuro	$(\text{CN})^{-1}$	-1
Carbonato monohidrogeno (bicarbonato)	$(\text{HCO}_3)^{-1}$	-1
Sulfito monohidrogeno(bisulfito)	$(\text{HSO}_3)^{-1}$	-1
Sulfato monohidrogeno (bisulfate)	$(\text{HSO}_4)^{-1}$	-1
Hidróxido	$(\text{OH})^{-1}$	-1
Nitrito	$(\text{NO}_2)^{-1}$	-1
Nitrato	$(\text{NO}_3)^{-1}$	-1
Permanganato	$(\text{MnO}_4)^{-1}$	-1
Carbonato	$(\text{CO}_3)^{-2}$	-2
Oxalato	$(\text{C}_2\text{O}_4)^{-2}$	-2
Cromato	$(\text{CrO}_4)^{-2}$	-2
Dicromato	$(\text{Cr}_2\text{O}_7)^{-2}$	-2
Sulfito	$(\text{SO}_3)^{-2}$	-2
Sulfato	$(\text{SO}_4)^{-2}$	-2
Fosfato	$(\text{PO}_4)^{-3}$	-3

También deberá aprenderse los elementos de la Tabla Periódica más comunes y sus valencias más constantes, tal como lo presentamos en el cuadro # 11.

Cuadro N° 11
Elementos más comunes

Elemento	Símbolo	Valencia
Hidrógeno	H	+1
Litio	Li	+1
Sodio	Na	+1
Potasio	K	+1
Plata	Ag	+1
Bario	Ba	+2
Cadmio	Cd	+2
Calcio	Ca	+2
Estroncio	Sr	+2
Magnesio	Mg	+2
Zinc	Zn	+2
Aluminio	Al	+3
Cobre	Cu	+1 y +2
Mercurio	Hg	+1 y +2
Hierro	Fe	+2 y +3
Estaño	Sn	+2 y +4
Plomo	Pb	+2 y +4
Halógenos	F, Cl, Br, I,	-1
Azufre	S	-2
Oxígeno	O	-2
Fósforo	P	-3
Nitrógeno	N	-3
Hidruros	(H) ⁻¹	-1

Antes de entrar a escribir fórmulas químicas, tenemos que indicar, que existen tres sistemas de nomenclatura que son y han sido seguidos por los químicos para plasmar sus compuestos.

El más antiguo es el Método Tradicional, de allí surgen el Método Sistemático y el Método Stock, los tres sistemas coexisten, pero IUPAC está impulsando los dos últimos, debido a que presenta menos ambigüedades. Esta regla de buscar la menor ambigüedad posible se aplicará en la enseñanza de la **Nomenclatura** en este folleto, por lo tanto se usará una combinación de métodos.

Conociendo (memorizada) la información anterior seguiremos las siguientes reglas para escribir y leer el nombre de los compuestos en lenguaje de símbolos:

Para escribir un compuesto químico, debemos tomar en cuenta lo siguiente:

1. Los compuestos se formarán uniendo los elementos o iones poliatómicos de valencia positiva con los de valencia negativa. Teniendo en cuenta que los de valencia positiva irán a la izquierda y los de valencia negativa irán a la derecha.

Ejemplo:



2. Una vez que coloque uno frente a otro, deberá percatarse si las valencias son de magnitud distinta. Si lo son, usted intercambiará las mismas. Esto quiere decir que usted colocara como subíndice la valencia del positivo en el átomo negativo y la valencia del átomo negativo en el elemento positivo.

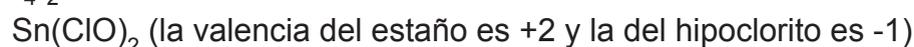
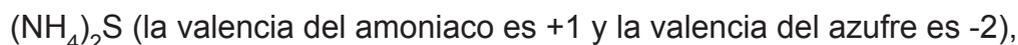
Ejemplo



Si las valencias son divisibles entre si en número entero, entonces se simplificará y se colocará los menores cuocientes. Ejemplo SnO_2 (el estaño tiene valencia +4 y el oxígeno -2, ambos son divisibles por 2)

3. Cuando se asocian con iones poliatómicos, el intercambio de valencia debe darse colocando el ión poliatómico entre paréntesis, siempre que la valencia del otro elemento sea mayor de 1.

Ejemplo:



Para leer un compuesto, tenemos:

1. Al unirse un metal con un no metal, el no metal se lee primero agregándole el sufijo -uro (siempre que esté solo y no dentro de un ión poliatómico) y luego se menciona el metal anteponiéndole la preposición “de”.

Ejemplo:

NaCl	Cloruro de Sodio
BaS	Sulfuro de Bario

2. Si la unión es con un metal y un ión poliatómico entonces se lee primero el nombre del ión poliatómico negativo y luego el metal anteponiéndole la preposición “de”.

Ejemplo:

NaCO ₃	Carbonato de Sodio
K ₂ SO ₄	Sulfato de Potasio

Igualmente podría usarse el método sistemático para nombrarlos, en este caso sería:

Trióxido de Carbono y Sodio,
Tetraóxido de azufre y dipotasio.

3. Si el metal cuenta con más de una valencias posible, como es el caso del cobre, hierro, mercurio, estaño, etc El nombre se diferenciará colocándole seguidamente del metal entre paréntesis y en número romano la valencia del metal. Ejemplo:

SnO ₂	Oxido de Estaño(IV)
SnO	Oxido de Estaño(II)

Alternativamente, aquí podría usarse el Método Sistemático que permite la utilización de prefijos de cantidad para indicar los números de átomos en la molécula,

Ejemplo

Dióxido de Estaño
Monóxido de Estaño

4. Si el compuesto está formado por dos no metales, se menciona el no metal negativo anteponiéndole los prefijos griegos que denoten cantidad (Mono- para uno, di- para dos, tri- para tres, tetra- para cuatro, penta- para cinco, hexa- para seis, hepta- para siete, octa- para ocho, nona- para nueve, deca- para diez, etc) seguido del nombre del no metal positivo, utilizando los prefijos antes mencionados si es el caso (excepto el mono para uno).

Ejemplo:

P ₂ O ₅	Pentóxido de difósforo
CCl ₄	Tetracloruro de carbono

5. Si el compuesto a leer es un ácido y se encuentra en medio acuoso, es decir que contiene como elemento positivo al hidrógeno y está disuelto en agua se inicia con la palabra ácido seguido del elemento o ión poliatómico positivo colocándole el sufijo –hidrico.

Ejemplo

HCl	Ácido Clorhídrico
H ₂ S	Ácido Sulfhídrico
H ⁻ CN	Ácido Cianhídrico

También tendremos ácidos, que quizás sea mejor memorizar sus fórmulas, para nombrarlo (el Método tradicional en este caso es más conocido), sin embargo también podemos nombrarlo usando el Método Sistemáticos:

Nombres tradicionales o comunes		Nombre Sistemático
HNO ₃	Ácido Nítrico	Trióxido de Nitrógeno monohidrogeno
H ₂ SO ₄	Ácido Sulfúrico	Tetraóxido de Azufre dihidrógeno
H ₂ SO ₃	Ácido Sulfuroso	Trióxido de Azufre dihidrogeno
HC ₂ H ₆ O ₂	Ácido Acético	Dióxido de hexahidruro de dicarbono monohidrógeno
H ₃ PO ₄	Ácido Fosfórico	Tetraóxido de Fosforo trihidrogeno
H ₃ PO ₃	Ácido Fosforoso	Trióxido de Fósforo trihidrogeno
H ₂ CO ₃	Ácido Carbónico	Trióxido de Carbono dihidrógeno

TAREAS

1. Complete el siguiente cuadro con la información faltante:

Nombre del ión	Fórmula	Valencia
Sodio		
	$(\text{CO}_3)^{-2}$	-2
Amoniaco		
	Cu^{+2}	+2
	Sn^{+4}	+4
Aluminio		
Fosfato		
Bisulfito		
	ión HSO_4	
	ión HCO_3	
Cloruro		
	ión Ca	
	ión Fe	+3
Dicromato		

2. Escriba la fórmula de los siguientes nombres de compuestos

Nombre	Fórmula
Sulfato de Cobre (I)	
Yoduro de Potasio	
Carbonato de Calcio	
Dióxido de Carbono	
Óxido de Hierro (III)	
Sulfuro de Estaño (IV)	
Permanganato de Potasio	
Ácido Fluorhídrico	
Ácido Carbónico	
Cloruro de Mercurio(2)	

3. Completar el siguiente cuadro

Nombre	Fórmula
	NaCl
	HCl (ac)
Nitrato de Plata	
Sulfato de Cobre (I)	
	CdO
	TiH ₂
Permanganato de Hierro	
	Ag ₂ SO ₄
Ácido Nítrico	
	H ₂ SO ₄
	Fe ₂ HSO ₄
Yoduro de amonio	
	H ₃ PO ₄ (ac)
Cromato de Plomo (II)	
Dicromato de Potasio	
	SiO ₂
	SO
Dióxido de Carbono	
Trióxido de Nitrógeno	
	LiBr

MODULO N°2

REACCIONES QUÍMICAS

I. CONCEPTO

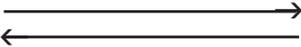
De acuerdo a la definición de Química vertida en el Módulo N°1, lo que diferencia esta Ciencia de las otras es el hecho de que su campo de interés es la transformación de la materia. Esta transformación de la materia, se refleja por medio de las reacciones químicas y por lo tanto, conocerlas es de suma importancia para esta disciplina.

Técnicamente, una reacción química no es más que la forma en que una materia se desagrega en sus unidades básicas (átomos o agregado de átomos) para agregarse en nuevas combinaciones de átomos dando como resultado una nueva materia. Hay que recordar que una materia se diferencia de otra en la forma en que ella se manifiesta al interactuar con el ambiente que la rodea (luz, agua, energía, temperatura, presión, etc), por lo que los productos se identifican por las nuevas características

Las reacciones químicas, se expresan en forma resumida por medio de las ecuaciones químicas, que no es más que una expresión simbólica que representa la relación que existe entre las sustancias iniciales y los productos finales y las condiciones a la que se someten estas materias. En ella no solo se plasma las sustancias iniciales y finales sino que también se especifican el estado de agregación de los participantes(sólido, líquido, gaseoso, etc) y alguna condición relevante para el desarrollo de la misma. Para ello se cuentan con algunas reglas y símbolos de escritura, como las siguientes:

1. Las sustancias iniciales se denominan reactivos y van escritas a la izquierda de la ecuación. Mientras que los productos van del lado derecho. Ellos están separados por medio de flecha hacia la derecha o una doble flecha que apuntan hacia ambos sentidos (en este caso se trata de una ecuación en equilibrio).
2. El estado de agregación se coloca a pie de la sustancia (como un subíndice) utilizando las siguientes abreviaturas:

Solución acuosa	(ac.)
Sólido	(s)
Líquido	(l)
Gaseoso	(g)

3. La reacción entre los reactivos se especifica mediante el signo más (+) que se traduce como “reacciona con”.
4. Después de los reactivos, se coloca una flecha orientada hacia la derecha que significa; **para producir, originando, formando**, etc. 
5. Algunas veces existen ecuaciones (de tipo reversible) que tienen una flecha de dos puntas o dos flechas (una sobre otra) apuntando hacia lugares contrarios. Lo que significa que así como los reactivos reaccionan para originar productos, a la misma vez los productos reaccionan entre si para formar reactivos. 
6. Luego de la flecha se escriben los productos finales que se denominan simplemente productos. En caso que se formen más de un producto, los mismos se separarán con un signo más (+) que significa “además”, “más”, etc.
7. Sobre las flechas, se pueden colocar condiciones específicas como temperatura (T), calor (Δ), corriente eléctrica(), presión (P), entre otros.
8. Las ecuaciones químicas deben estar balanceadas, lo que significa que la misma debe cumplir con la Ley de Conservación de la Masa que indica que: “*La materia no se crea ni se destruye, solo se transforma*”. Esto quiere decir, que la cantidad en moles de cada elemento (átomo) o compuesto participante como reactivo, debe existir en igual cantidad que los elementos o compuesto como producto y eso se logra balanceandola.

Para que una reacción química se lleve a cabo, es necesario que se cuente con suficiente energía para iniciar la ruptura de los enlaces químicos (denominada energía de activación) que mantiene unido los compuestos utilizados como reactivos. La ruptura de los enlaces químicos libera energía, ya que en esencia los enlaces químicos son energía almacenada, de allí el nombre de **Energía Química**. Por otra parte, cuando se forman los enlaces de los productos, se absorbe energía. En la jerga **Termodinámica** (ciencia que estudia los cambios de energía de la materia) cuando la energía se absorbe se marca con un signo más ($+\Delta H$) y cuando la energía se libera se marca con un signo menos ($-\Delta H$).

Contemplando los signos, se hace la sumatoria de la energía liberada por la ruptura de enlaces(-) más la energía absorbida por la formación de enlaces(+) y la energía de activación(+), si la sumatoria da signo positivo (se absorbe energía) la reacción será *endotérmica*, pero si la sumatoria es de signo negativo la reacción será *exotérmica* (cuando se libera energía). En otras palabras cuando la reacción es *exotérmica* (signo negativo) significa que los productos tienen menos energía que los reactivos y cuando la reacción es *endotérmica* (signo positivo) entonces la energía de los productos es mayor que la energía de los reactivos

Con respecto a la formación de enlaces, tenemos que recordar que un enlace químico, no es más que la unión de los electrones de valencia de los átomos participantes con el propósito de ganar mayor estabilidad al completar sus últimas órbitas con 8 electrones (para cumplir con la ley de los octetos) ó 2 (para cumplir con la ley de los duetos).

44 MODULO N°2 • REACCIONES QUÍMICAS

Según la forma en que entran a participar los electrones de valencia en el enlace químico (orbitales moleculares), podemos tener dos tipos de enlaces:

1.-Enlace Iónico, Es aquel que se forma cuando un elemento altamente electronegativo se une con uno menos electronegativo (la diferencia de esas magnitudes debe ser mayor a 0.5) de manera de que el menos electronegativo cede los electrones (pueden ser uno, dos o más) al átomo más electronegativo. Producto de esta entrega, el átomo que cedió los electrones adquiere una carga positiva neta (+1 ó +2 o más) mientras que el ganador muestra una carga neta negativa (-1 ó -2 o menos) formando entonces una unión fuertemente eléctrica denominado enlace Iónico, en la cual no hay una zona común de interacciones electrónicas (orbitales moleculares) sino que los electrones captados van a formar parte de la última órbita del átomo más electronegativo.

2.-Enlace Covalente, Es el caso en el cual los electrones no se pierden ni se ganan, sino que se comparten, produciendo una zona común de interacciones electrónicas en donde estas partículas quedan bajo la influencia de los núcleos de los átomos participantes del enlace molecular. Dependiendo de la diferencia en electronegatividades de los elementos constituyentes del enlace, el enlace puede ser Covalente Polar o No Polar. Será polar cuando hay una diferencia apreciable en electronegatividad ($>$ de 0.1 pero $<$ 0.5) originando que los electrones participantes del enlace molecular se desplacen preferentemente hacia el núcleo del átomo más electronegativo promoviendo la aparición de dos polos permanentes (dipolo permanente) que se manifiesta a través de un momento dipolar neto; como es el caso de la unión carbono cloro. Será covalente neutro cuando las diferencias de las electronegatividades son bajas (menor a 0.1) en cuyo caso los electrones participantes del enlace molecular permanecen justo en el medio de la dimensión del enlace molecular lo que evita que aparezca polaridad permanente.

Algunas veces, uno de los dos elementos participantes del enlace molecular, aporta los dos electrones que lo constituyen (el menos electronegativo) mientras que el otro (más electronegativo) aporta el orbital vacío para constituir el enlace. Cuando éste es el caso, se dice que el enlace es Covalente Coordinado y se conoce mejor como enlace de coordinación; ejemplo de esto es la unión que se forma entre el átomo de hierro del grupo hemo de la hemoglobina y la molécula de oxígeno del aire que respiramos.

Las reacciones químicas, representadas por la ecuación química, deben cumplir con dos leyes importantes; La **Ley de Conservación de energía** que indica "**La energía no se crea ni se destruye solo se transforma**" es decir que la energía contenida en los reactivos (más la energía de activación), debe ser igual a la energía contenida en los productos más la energía liberada).

La otra ley con la que debe cumplir toda reacción química es la **Ley de Conservación de masa** que en su tenor dice "**La masa no se crea ni se destruye solo se transforma**".

Aplicado ésto a el asunto en cuestión, tenemos que en una reacción química, la suma de las masas empleadas de reactivo, debe ser igual a la suma de las masas de los productos formados.

BALANCEO

Según el apartado anterior, toda reacción química debe cumplir con la ley de conservación de masa. Pero para ello tenemos que realizar un procedimiento que se llama balanceo de la ecuación, que consiste en igualar las masas de los productos y los reactivos. Hay diferentes tipos de balanceo, el balanceo por tanteo, el balanceo algebraico, el balanceo por oxidación reducción y dentro de éste tenemos el balanceo por semi reacción, el balanceo en medio ácido y en medio básico.

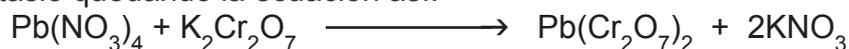
Cada uno tiene un nivel de dificultad y aplicación determinado, pero nosotros abordaremos un balanceo por tanteo pero estructurado, logrando que además de rápido sea muy efectivo, considerando el alcance de estos escritos.

Para aplicar el balanceo por tanteo, primeramente, debemos de plantear la reacción en una ecuación química. Por ejemplo cuando hacemos reaccionar el Nitrato de plomo (IV) con el Dicromato de Potasio, para formar Dicromato de Plomo (IV) más el Nitrato de Potasio. La expresión química sería:

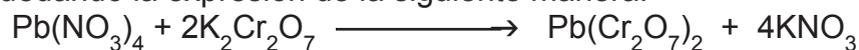


Seguidamente, tomamos los elementos positivos y verificamos que haya igual cantidad de los mismos a ambos lados de la ecuación. Si la cantidad no es igual, la igualamos multiplicando el elemento por un número denominado coeficiente, que emparejará la cantidad.

Primero tomamos en cuenta los metales o elementos positivos, evaluamos el Pb, y observamos que hay 1 átomo a ambos lados de la ecuación, por lo que no es necesario ajustar. Ahora consideramos el Potasio y nos percatamos que del lado izquierdo hay dos átomos y del derecho hay 1, inmediatamente colocamos un dos como coeficiente por delante del Nitrato de Potasio quedando la ecuación así:



Segundo, examinamos la cantidad de los iones poliatómicos a ambos lados de la expresión. Si los iones no se destruyen, los mismos se cuentan como una unidad, si se destruyen, entonces hay que evaluar átomo por átomo. Observamos que lado izquierdo hay 4 unidades del ión nitrato, mientras que del lado derecho solo hay 2, por lo tanto hay que cambiar el coeficiente del Nitrato de Potasio por un 4, lo que altera la cantidad de Potasio y para igualarlo hay que colocar un 2 delante del Dicromato de Potasio del lado izquierdo, quedando la expresión de la siguiente manera:



Ahora evaluamos la cantidad del ión poliatómico Dicromato y observamos que hay igual cantidad de los mismos, por lo tanto la ecuación está balanceada. Terminado esto,

aconsejamos hacer una revisión final de las cantidades de cada uno de los ingredientes a ambos lados de la expresión.

Tercero, si dentro de la ecuación hay Hidrógeno u Oxígeno, primero se cuentan los hidrógenos y se balancean y por último hacemos lo mismo con el oxígeno (siempre el oxígeno debe evaluarse de último).

Práctica #1

Balancee la siguiente ecuación:



Solución:

1. Primeramente contamos la cantidad de átomos de aluminio que hay a ambos lados de la ecuación. Observamos que hay dos en cada lado, por lo que no cambiamos los coeficientes de los compuestos en los que ellos participan,
2. Ahora contamos la cantidad del ion amonio que hay a cada lado de la ecuación. Observamos que el ion amonio no se descompuso y paso idéntico, así que lo contamos como una sola unidad. Notamos que la cantidad es igual, por lo tanto no cambiamos los coeficientes de los compuestos en donde el participa.
3. Ahora contamos la cantidad del anión sulfato. Primeramente nos percatamos que el referido ion, no se descompone, así que lo contamos como una sola unidad. Además notamos que del lado izquierdo hay 3 iones sulfatos, y del lado derecho hay 1. Por lo tanto cambiamos el coeficiente del sulfato de amonio(lado derecho) y colocamos un 3, quedando la ecuación de la siguiente manera:



4. El cambio de coeficiente en el Sulfato de amonio, cambia la cantidad del ión amonio del lado derecho a 6 unidades, por lo que para balancear del lado izquierdo deberá poner un 3 igualmente, quedando la ecuación de la siguiente manera:



5. Ahora contamos la cantidad del anión dicromato. Observamos que hay la misma cantidad de ambos lados de la ecuación, por lo tanto la ecuación está balanceada.
6. Finalmente, verificamos que en ambos lados de la ecuación, las cantidades son iguales.

II. REACCIONES COMUNES

1-REACCIONES DE SÍNTESIS Y DESCOMPOSICIÓN:

Reacciones de Síntesis

Las reacciones químicas, pueden dividirse en dos grandes grupos, según sea el final de las mismas. El primer grupo, reacciones de Síntesis, son aquellas que dan como resultado nuevos productos a partir de reactivos diferentes a ellos. Algunas veces los reactivos son sustancias elementales y otras son sustancias moleculares o una combinación

de ellos, pero siempre los productos son distintos y más complejos que los reactivos, Es el caso de una reacción de síntesis elemental la que realizan el metal litio(Li) con el gas bromo (Br₂) produciendo el compuesto bromuro de litio (LiBr) y que se representa como:



También podemos tener una reacción en donde participan sustancias moleculares y elementales, es el caso de la reacción del agua (H₂O) con sodio (Na) para formar Hidróxido de sodio (NaOH) e hidrógeno molecular (H₂) y que se representa como:



Reacción de Descomposición:

Por su parte, las reacciones de descomposición son aquellas en que una sustancia compleja se descompone o subdivide en sustancias menos complejas como es el caso de la explosión. Por ejemplo, cuando se calienta el Perclorato de Amonio, se obtiene muchos compuestos de descomposición pero solo plantearemos dos: el Clorato de Amonio y el gas oxígeno:

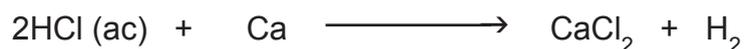


2-REACCIONES DE SIMPLE Y DOBLE DESPLAZAMIENTO

Esta subdivisión puede enmarcarse dentro de las reacciones de síntesis, pero por sus características particulares es mejor tratarla como una categoría aparte.

Reacción de Simple Desplazamiento:

Este tipo de reacciones se caracterizan por el hecho de que un metal activo (litio, sodio, potasio, etc) al reaccionar con un compuesto que contenga hidrógeno reactivo o un metal menos activo que el que va a reaccionar, es capaz de sustituir dicho elemento y liberarlo en forma de hidrógeno molecular (H₂) o metal molecular. Esto se puede observar cuando hago reaccionar el Ácido Clorhídrico (HCl_{ac}) con Calcio elemental (Ca) para formar Cloruro de Calcio (CaCl₂) e Hidrógeno gaseoso (H₂). Dicha ecuación se representa como:



Por el hecho de que el elemento calcio desplaza o sustituye el elemento hidrógeno de su compuesto ácido clorhídrico, es que esta reacción toma su nombre(una sola sustitución) Para poder determinar si un elemento metálico es más activo que otro, es necesario acudir a una tabla que se denomina serie electromotriz. Dicho ordenamiento, agrupa a los metales en una escala de actividad o reactividad descendente con respecto al litio. La escala es la siguiente: Li, K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Zn, Fe, Cd, Ni, Sn, Pb, (H), Cu, Hg, Ag, Au, en donde la actividad o reactividad del metal disminuye de izquierda a derecha de la escala. Es decir, que el metal que está a la izquierda desplazará de sus compuestos a los metales que se encuentra a la derecha. Nunca ocurrirá lo contrario, en otras

palabras un metal de la derecha no producirá reacción de simple desplazamiento, si el elemento a desplazar está más a la izquierda que él en la serie electromotriz.

Este ordenamiento también se puede establecerse con los elementos del grupo de los halógenos los cuales siguen el siguiente ordenamiento: F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 siendo el flúor el más activo y el yodo el de menor actividad.

Reacciones de Doble Desplazamiento:

Son aquellas reacciones, que se caracterizan por el hecho de que los reactivos participantes son sustancias moleculares (compuestos) y por el hecho de que el elemento positivo de uno de los reactivos es cambiado por el elemento positivo del otro y lo mismo ocurre con el elemento o ión negativo. Por ello se denominan de doble desplazamiento por que hay un doble cambio de posición. Ejemplo de este tipo de reacciones es la que ocurre entre el Carbonato de Sodio (Na_2CO_3) acuoso y el Dicromato de Bario ($BaCr_2O_7$) acuoso para formar Carbonato de Bario ($BaCO_3$) sólido y Dicromato de Sodio ($Na_2Cr_2O_7$) acuoso. La ecuación de esta reacción se representa como:



Observe que el sodio cambia de posición con el bario y el ion carbonato cambia de posición con el ión dicromato.

3-REACCIONES DE NEUTRALIZACIÓN O PH:

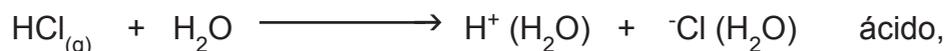
Las reacciones de neutralización o pH son aquellas reacciones de doble desplazamiento, que se realizan entre compuestos ácidos y compuestos básicos originando una sal neutra y agua. Como los reactivos se consideran peligrosos y los productos son sustancias neutras, la reacción toma este nombre por el hecho de que la peligrosidad de los reactivos es anulada o neutralizada.

Para poder entender mejor este tipo de reacciones, tenemos que abordar el concepto de ácidos y basicidad. Al respecto, existen tres definiciones completamente válidas, dependiendo de la circunstancia en que se encuentren.

Así tenemos que:

Concepto de ácidos y bases de Arrhenius:

Este concepto es aplicado a aquellos compuestos ácidos o básicos que se disocian en agua en sus iones respectivos y en donde uno de ellos es un protón (H^+) o un hidroxilo ($-OH$). Para **Arrhenius**, una base se define como aquella sustancia que una vez disuelta en agua es capaz de ceder un ión hidroxilo ($-OH$) al medio, mientras que un ácido es la sustancia que puede ceder un protón al medio. Ejemplo de estos compuestos es el Cloruro de Hidrógeno (HCl) disuelto en agua que se disocia según la siguiente ecuación:



Y la disolución del Hidróxido de Sodio en agua:



La molécula de agua entre paréntesis (del lado izquierdo de la reacción) simboliza el hecho de que los iones formados están solvatados o rodeados de moléculas de agua.

Concepto de ácidos y bases de Brönsted y Lowry:

El concepto de ácido y base de **Brönsted** y **Lowry** es similar al de **Arrhenius**, con la diferencia de que la disociación puede darse en cualquier solvente y no solamente en agua. Obviamente el solvente debe ser polar, para poder estabilizar los iones formados.

Concepto de ácidos y bases de Lewis:

Aquí si hay un cambio radical en la definición, pero en esencia esta definición es más abarcadora que las dos anteriores, ya que no solo incluye los compuestos y las situaciones antes descritas (compuestos que tienen hidrógeno o hidroxilos en su fórmula), sino también aquellas sustancias que aunque no contienen hidrógenos o hidroxilos disociables se comportan según esta naturaleza. Por ello para **Lewis**, un compuesto es ácido cuando es capaz de aceptar un elemento que le ofrece un par de electrones, por lo que es necesario que éste cuente con un átomo que contenga un octeto incompleto en su última órbita o pueda acomodar una carga negativa con estabilidad dentro de su estructura. Mientras que una base es aquella que es capaz de donar un par de electrones cuando se asocia con otra sustancia, por lo que debe contener un par de electrones apareados que no necesite. Observe entonces, que un protón (H⁺) está en capacidad para enlazarse aceptando un par de electrones completando su dueto, mientras que un hidroxilo (-OH) lo hace donando un par de electrones completando el oxígeno su octeto. Ejemplos de ácidos de Lewis son el Tricloruro de Hierro (FeCl₃) y el Pentóxido de Fósforo (PCl₅). Ejemplos de bases son el Amoniacó (NH₃) y la Trimetil amina [(CH₃)₃N]

Otro tópico que debemos abordar en este apartado, es el concepto de neutralización, para ello debemos indicar, que cada vez que se encuentran en la arena de reacción una sustancia ácida y una básica, ellos van a recombinarse de manera que neutralizan su propensión a aceptar electrones o a donar electrones (esto incluye su propensión a donar un protón o un hidroxilo). Por lo que el resultado de la reacción son sales neutras. En el caso de los ácidos de **Arrhenius** y de **Brönsted** y **Lowry**, los productos neutros resultantes son una sal y agua. Por ejemplo: La reacción del Ácido Sulfúrico (H₂SO₄) con el Hidróxido de Aluminio [Al(OH)₃] en medio acuoso se resume así:



En este caso la sal es el Sulfato de Aluminio [Al₂(SO₄)₃].

Concepto de pH

Cuando nos referimos a los ácidos de **Arrhenius**, es obligatorio abordar el concepto de pH ya que es una manera de medir la fortaleza a hidrolizarse de la sustancia ácida o la básica y también nos indica su peligrosidad en cuanto a la capacidad de reaccionar con las proteínas de la piel (Queratina) produciéndonos daño (esta reacción se conoce

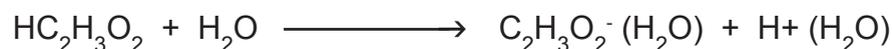
como desnaturalización de las proteínas) comprometiendo la continuidad de los tejidos vivos. El concepto de pH se entiende como el negativo del logaritmo de base diez de la concentración de protones que produce la sustancia al hidrolizarse (separarse en sus iones por la acción del agua) y se representa como:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] \quad (7)$$

Como se observa en la expresión anterior, a medida que la concentración de protones se incrementa, el valor del pH se reduce acercándose a cero; por lo que podemos inferir, que entre más chico es el valor de pH más ácido es el compuesto y por lo tanto tiene más potencial de causar daños en la piel y corroer los metales. La concentración de protones (H^+) también nos indica, indirectamente, el nivel de disociación del ácido en agua.

Constante de Acidez y Basicidad

Otra expresión derivada de la disociación de un ácido o base es la constante de disociación. En el caso de un ácido, esta expresión (ecuación # 8), es la división de la multiplicación de la concentración del ácido (H^+) por la concentración de su base conjugada (ión negativo) después de la disociación, entre la concentración remanente del ácido después de la disociación. La constante de disociación para la hidrólisis del ácido acético $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ (en este caso sería la constante de acidez K_a) puede expresarse así:



$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-]}{[\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2]} \quad (8)$$

En donde $[\text{H}^+]$ representa la concentración de protones producto de la disociación, $[\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-]$ indica la concentración de la base conjugada del ácido acético (ión acetato), y $[\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2]$ indica la concentración del ácido sin disociar. Para un ácido fuerte, el cual está completamente disociado, la concentración del ácido remanente sin disociar es cero y la expresión se acerca a infinito, pero aplicando las reglas de límite, el valor se acerca asintóticamente a 0. Por lo tanto un ácido fuerte no tiene constante de disociación, solo los débiles.

Si a la expresión de la constante de acidez le aplicamos el negativo del logaritmo de base diez, tenemos un término denominado $\text{p}K_a$, cuya expresión indica lo mismo que la K_a lo único que en números más pequeños.

De lo anterior, se concluye, que a medida que un ácido se hace más fuerte su pH se acerca a 0 y su constante se acerca a infinito. Las bases por su parte, se identifican cuando los valores del pH son mayores de 7, aquella que se disocia completamente tiene un pH muy cercano a 14 y pueden causar el mismo daño que los ácidos fuertes pero por un mecanismo distinto. Por su parte, los ácidos tienen un pH que va de 0 a 7, a medi-

da que se acerca a 0 se hace más fuerte, es decir se disocia en mayor proporción y se vuelve más peligroso.

La relación del pH y el pKa, con la fortaleza del ácido, se observa en el cuadro # 12

CUADRO N° 12

Nombre del ácido	Concentración en moles/litro	pH	pKa	pKb
HCl	Mayor a 0.5M	1.0	Tiende a infinito	Tiende a 0
Jugo Gástrico	ND	1.0 – 2.0	Tiende a infinito	Tiende a 0
HF	Mayor a 0.5M	1.7	3.17	11.83
HNO ₂	Mayor a 0.5M	1.8	3.4	10.6
C ₂ H ₃ O ₂ H	Mayor a 0.5M	2.5	4.5	9.5

En el caso de las bases, es preferible medir la fortaleza de las mismas desde el punto de vista de la concentración de Hidroxilos (-OH) cuyo logaritmo negativo es el pOH. Por otra parte, las bases también tienen una constante de disociación (ver fórmula # 8), cuyo logaritmo negativo se denomina pKb (fórmula #9). Cuando hablamos de pOH se obtiene la fórmula # 9.

$$\text{pOH} = -\log [-\text{OH}] \quad (9)$$

$$\text{Kb} = \frac{[\text{M}^+] [-\text{OH}]}{[\text{MOH}]} \quad (10)$$

A pesar que podemos emplear dos escalas, la de pH y la de pOH, la que más se maneja es la escala de pH, que va de 1 a 14. En ella, uno es el ácido más fuerte, mientras que catorce es la base más fuerte y 7 es pH neutro (del pH del agua sin oxigenar).

Podemos relacionar el pH y el pOH utilizando la constante de disociación del agua. La expresión se observa en la fórmula # 10. Sabiendo que la constante de disociación del agua es 1×10^{-14} mol/L, y estimando que la concentración del agua sin disociar queda prácticamente inalterable, (1 mol/L) ya que la cantidad disociada es muy pequeña, nos queda la expresión # 11. Si a esta expresión le aplicamos el logaritmo negativo finalmente nos queda la expresión #12, que relaciona el pH con el pOH.

$$\text{Kd} = \frac{[\text{H}^+] [-\text{OH}]}{[\text{H}_2\text{O}]} \quad (11)$$

$$1 \times 10^{-14} = [\text{H}^+] [-\text{OH}] \quad (12)$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \quad (13)$$

En vista de que el pH y el pOH es una forma de medir la concentración de protones y de hidroxilos de una sustancia ácida o básica, usted podrá obtener el valor de la concentración en moles/litro cuando le aplica el antilogaritmo al negativo del valor del pH (concentración de protones) o del pOH (concentración de hidroxilos) obteniéndose las fórmulas # 14 y # 15.

$$[\text{H}^+] = \text{antilog} (-\text{pH}) \quad (14)$$

$$[\text{OH}^-] = \text{antilog} (-\text{pOH}) \quad (15)$$

4-REACCIONES DE OXIDO – REDUCCIÓN:

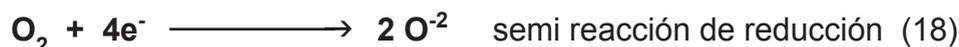
Las reacciones de oxido reducción, son una serie de uniones químicas en donde para la realización de las mismas hay un intercambio de electrones entre algunos de los elementos participantes. Este intercambio de electrones se manifiesta con el cambio de valencia de los elementos y por lo tanto por un cambio de las características de los mismos.

Por ejemplo: en la reacción de oxidación del hierro metálico por la acción del oxígeno del aire (ayudada por la presencia de humedad) el hierro molecular que posee una valencia de cero se convierte en el catión hierro III (Fe^{+3}) y el oxígeno molecular que también posee valencia cero se transforma en el anión oxígeno de valencia -2 (O^{-2}) ambos unidos en el óxido de hierro (III) (ver ecuación # 16)



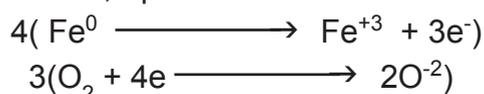
Por lo tanto las reacciones de oxido-reducción se llevan a cabo siempre y cuando exista una sustancia que se oxida (pierde electrones) y otra que se reduce (gana electrones). A la sustancia que se oxida se le denomina agente reductor debido a que es capaz de reducir el otro elemento, y el átomo que se reduce se le denomina agente oxidante, porque es capaz de oxidar al otro elemento.

Cuando se está frente a reacciones de oxido-reducción (celdas electroquímicas, la combustión, el transporte de oxígeno por parte del grupo hemo de la hemoglobina, etc) existe un problema en el balanceo de ambas partes de la ecuación química (para cumplir con la ley de conservación de masa) ya que muchas veces el método de tanteo no resulta eficaz. Por ello es necesario seguir otro método, uno de los más sencillos es el siguiente: 1-Saque en forma de semi reacción (por separado) los elementos que se oxidan (pierde electrones) y los que se reducen (ganan electrones) ejemplo: de la reacción #15 tenemos:

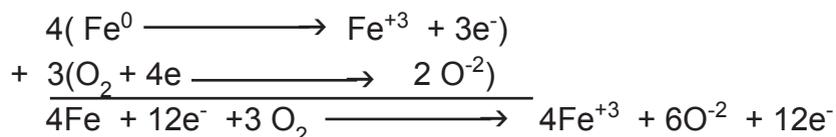


Es importante anotar primeramente, que las sustancias moleculares (tanto en forma de compuesto como en forma elemental) tienen valencia 0. Segundo, se requiere que cada semi reacción esté balanceada, tanto en su masa como en el número de electrones (ganados o perdidos). Tercero, los electrones tienen carga negativa, por lo que su pérdida convierte el elemento del que se desprende más positiva y al que se le agrega más negativo. En el caso anteriormente descrito se observa que el Fe molecular de valencia 0, pasa al ion hierro +3, por lo tanto se pierden 3 electrones (el hierro se oxida); en la otra semi reacción de reducción el oxígeno molecular de valencia 0 pasa al ion oxígeno -2 ganando 2 electrones (el oxígeno se reduce).

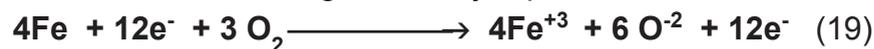
2-Ahora, se toma el número absoluto de los electrones perdidos (semi reacción de oxidación) y se multiplica por la semi reacción de reducción. Lo mismo se hará con el número absoluto de los electrones ganados (semi reacción de reducción) que se multiplicará por la semi reacción de oxidación, quedando así:



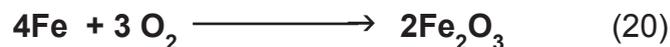
3-Seguidamente se suman los productos, agrupándose en una reacción más general. Ejemplo:



4-En esta ocasión, se eliminan los electrones (el Número absoluto debe ser el mismo pero los signos son contrarios) y los coeficientes de cada elemento se colocan en los elementos o compuestos de la reacción general. Ejemplo:



Simplificando



Celdas electroquímicas:

Las celdas electroquímicas son dispositivos que se elaboran con el propósito de producir electricidad utilizando reacciones químicas del tipo oxidación-reducción.

La electricidad se define como el flujo de electrones y en las reacciones de oxidación-reducción, se generan flujos de estas partículas que van del elemento que los pierde hacia el elemento que los gana.

Si una reacción de oxidación-reducción, se separa en dos compartimientos, uno donde ocurre la reducción y el otro donde ocurre la oxidación, y se les conecta por medio de un puente que permita el flujo de iones en forma libre, el cual se denomina puente salino (porque contiene sustancias que se disocian en iones como el caso de las sales) y ade-

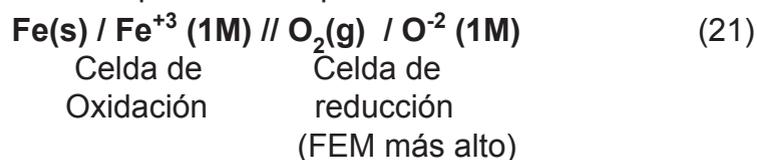
más se unen el elemento que se oxida con el que se reduce por medio de un filamento conductor (cable metálico) conduciendo un flujo de electrones que irá del elemento que se oxida (denominado ánodo) hacia el elemento que se reduce (denominado cátodo). El flujo de electrones producidos en una celda electroquímica (denominada también celda galvánica o voltaica) puede utilizarse para producir trabajo eléctrico antes que llegue al cátodo (creando un diferencial de voltaje que se denomina FEM) como es el caso del encendido de un auto o el funcionamiento de un celular.

Por convención (acuerdos científicos) el ánodo se le ha asignado el signo + (electrodo positivo) mientras que al cátodo el signo negativo (electrodo negativo). Igualmente por convención, en un diagrama de celda electroquímica el electrodo positivo, se coloca a la izquierda y el negativo a la derecha de la celda.

Potencial estándar de reducción:

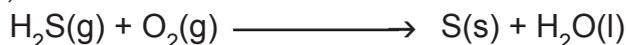
Todo elemento que se oxida o reduce posee un potencial FEM (capacidad para realizar trabajo eléctrico) ya sea de reducción o de oxidación que se denomina Potencial estándar (E0). La literatura posee los potenciales estándar de muchos elementos, los cuales pueden ser de reducción como de oxidación, el más común es el de reducción. El elemento que posee el FEM de reducción más alto es el Flúor con +2.87 voltios, mientras que el más bajo es el litio con -3.05 voltios; al hidrógeno se le asigna un FEM de reducción de 0 voltios.

Por último, cuando hablamos de potenciales estándar de reducción, el elemento más positivo oxidará en forma espontánea al elemento menos positivo. Por convención, el elemento con un FEM más positivo se ubicará a la derecha del más negativo y esquemáticamente una celda electroquímica se representará así:

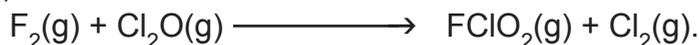


TAREAS

1. Balancee la siguiente ecuación, usando el método de oxido-reducción:



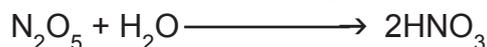
2. Balancee la siguiente ecuación, usando el método de oxido-reducción:



3. Determine que tipo de reacción química es la siguiente



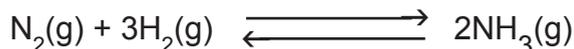
4. Especifique que tipo de reacción química es la siguiente:



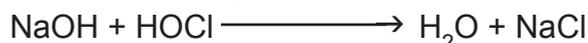
5. Determine que tipo de reacción es la siguiente:



6. La siguiente reacción puede enmarcarse en dos tipos, uno de ellos es de síntesis, además de este tipo, cual sería el otro?

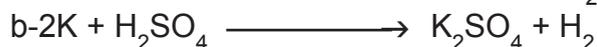


7. Especifique que tipo de reacción es la siguiente:



8. Indique la importancia práctica de la reacción de combustión de los hidrocarburos como los combustibles.

9. Indique si las siguientes reacciones son posibles:



10. Calcule el pOH de una solución de ácido nítrico que contiene 5×10^{-5} mol/l si este compuesto se disocia totalmente.

11. Considere la reacción de neutralización entre 0.5mol de ácido clorhídrico y 0.455mol de hidróxido de sodio. Determine cuál sería el pH resultante después de la reacción, si el volumen total del medio es un litro y que todos los reactivos y productos se disocian totalmente.

12. Considere la reacción de neutralización entre 0.5mol de ácido clorhídrico y 0.455mol de hidróxido de sodio. Determine cuál sería el pOH resultante después de la reacción, si el volumen total del medio es un litro y que todos los reactivos y productos se disocian totalmente.

13. Hacer reaccionar el ácido sulfúrico con un exceso de hidróxido de sodio, la solución resultante posee un pH = 5.372. Determine la cantidad de hidrógeno que quedó sin reaccionar.

14. Indique si la siguiente reacción es posible. Explique por qué si o por qué no es posible. Si es posible, complete la reacción y balancee. Aluminio sólido reacciona con Óxido de Hierro (III) sólido.

15. Balancee por óxido reducción, la siguiente ecuación:



MODULO N°3

EL ESTADO LÍQUIDO

DE LA MATERIA

I. CONCEPTO DEL ESTADO LÍQUIDO

El estado líquido es un estado de agregación de la materia, que se caracteriza por ser fluido, no tiene una consistencia impactante y no posee un volumen propio si no está contenido en un envase, esto se debe a que sus moléculas o átomos no se encuentran tan cohesionados como los de un sólido, producto de que las fuerzas que las mantienen unidas son más débiles. Por ende se puede decir, que este estado es una consecuencia de introducirle energía cinética a las moléculas de la materia sólida. Por ejemplo, al calentar un sólido, se le suministra energía al sistema, la cual es absorbida por las moléculas y átomos, transformándolas en energía cinética, lo que permite que las partículas que constituyen esta materia, puedan vencer las fuerzas intermoleculares en cierto grado, dándole mayor autonomía de movimiento.

El estado líquido es de suma importancia, ya que muchos procesos industriales y metabólicos se realizan en este estado, en vista de que al disolver a los otros estados, proporciona un lugar o medio en donde se puede realizar las reacciones químicas.

El volumen del estado sólido se expresa en unidades adoptadas del recipiente que los contiene, como es el caso del galón, el litro, el mililitro, ya que hay dificultad en precizarlo. Estas formas de medición no son más que medidas patrones que permiten saber a cierta capacidad, cual es su dimensión.

Otra característica altamente apreciada del estado líquido, es su capacidad de remover calor, lo cual permite controlar y mantener reacciones tanto industriales como metabólicas (de la vida) a temperaturas de proceso apropiadas.

Ya habíamos conversado sobre lo que diferencia entre el estado líquido y el sólido, pero también tiene sus diferencias con el gaseoso. Se puede decir que el estado líquido es un intermedio entre el estado sólido y el gaseoso, ya que la gran mayoría de los sólidos pasan por un estado líquido antes de convertirse en gas y también a la inversa. Por otra

parte, las partículas del estado líquido poseen menor energía cinética que los gases, pero tienen la misma dificultad de precisión en el volumen, en vista que necesito un envase de referencia para medirlo.

TAREAS

1. En qué consiste el estado líquido.
2. ¿Cuáles son las diferencias entre el estado líquido, sólidos y gaseoso?
3. Mencione las utilidades del estado líquido para el hombre.
4. Investigue qué es ebullición, evaporación y solidificación de un líquido.
5. Indique cuánto volumen de agua en litros contiene un envase que mide 2m^3 de largo por 5.3m^3 de ancho por 3.8m^3 de alto.

II. EL AGUA

El agua es la molécula más maravillosa que existe en el Universo, cuando evaluamos su masa molecular y la comparamos con sus propiedades (punto de ebullición y punto de fusión, capacidad de remover calor, capacidad dieléctrica, densidad), nos daremos cuenta que su desempeño sobrepasa por mucho el de moléculas de pesos moleculares mucho mayores. Por ejemplo observe el cuadro # 13:

CUADRO N° 13

CARACTERÍSTICAS	AGUA	BUTANO
Fórmula	H_2O	C_4H_{10}
Peso Molecular	18	58
Punto de Ebullición	372.15K	272.7K
Punto de Fusión	272.15K	134.9K
Densidad	$1,000 \text{ kg/m}^3$	2.52 kg/m^3

Como se observa, la masa del butano triplica la masa del agua, mientras que los valores que dependen de la masa (punto de ebullición y punto de fusión) no se comportan igual, más bien son mucho menor. A que se debe que el agua tenga tan fantástico desempeño? Primeramente tenemos que indicar, que es debido a los átomos que la componen, el hidrógeno y el oxígeno, que hacen que sea una molécula sumamente polar. Esto es producto de que el oxígeno posee una capacidad de atraer electrones

hacia sí (esta propiedad se llama electronegatividad) que mueve los electrones del enlace oxígeno - hidrógeno hacia él, creando un imán (aparecen dos polos) que hace que las moléculas se mantengan unidas entre sí por medio de atracciones electrostáticas (dipolo-dipolo) las cuales se denominan puentes de hidrógeno.

La capacidad del agua de formar puentes de hidrógeno con otros compuestos, le da una tremenda capacidad de disolverlos. El fenómeno de disolver no es más que rodear a la molécula (este proceso se denomina solvatación) con las moléculas de solvente, integrándolas de esa manera en su seno sin importar si son sólidos, líquidos o gaseosos. Esta capacidad es tan grande, que no en vano se le ha denominado el solvente universal, pero en realidad su capacidad de solubilizar es más destacada cuando se encuentra con sustancias de su misma naturaleza, es decir polares. Además, este, es un poderoso dieléctrico (aislante de cargas eléctricas) lo que evita que los iones disueltos vuelvan a juntarse.

Por lo anterior no es casualidad que la vida se haya desarrollado en torno a esta sustancia, ya que sirve de medio de transporte para los nutrientes y desechos sólidos y gaseosos. Además, sirve de medio de transporte para todos los compuestos que internamente fabrican los organismos vivos. De esta manera tenemos que decir, que si no fuera por el agua, las reacciones químicas que se desarrollan dentro de los sistemas vivos (reacciones bioquímicas) no fueran posibles.

TAREAS

1. ¿Cuál es la composición química del agua?
2. ¿Por qué se considera al agua una sustancia excepcional?
3. ¿Cómo se explica químicamente el comportamiento del agua?
4. ¿Qué le imparte al agua esa capacidad de disolver sustancias polares?
5. ¿Cuáles son los aportes valiosos que da el agua a los procesos metabólicos?
6. Investigar, de qué depende la solubilidad de un compuesto químico en agua.
7. ¿En qué estados de agregación, podemos encontrar el agua en nuestro planeta?
8. ¿Cuál es la proporción en nuestro planeta entre agua dulce y agua salada?
9. ¿Investigue la razón por la cual es importante para el ser humano mantener las fuentes de agua libres de contaminación?

III. SOLUCIONES

Las soluciones son mezclas homogéneas de sustancias distintas. Una mezcla homogénea o solución, es aquella en donde no se puede determinar a simple vista si es una sustancia pura o una mezcla y además tiene los ingredientes distribuidos igualmente en toda la masa. Esto no quiere decir que no se pueda determinar la composición de la solución por medio de análisis científico.

Por ejemplo, al determinar propiedades como el punto de ebullición o el punto de fusión, nos indica si la sustancia es pura o compuesta, ya que para cada sustancia pura estos parámetros son únicos y puntuales (una temperatura exacta) mientras que las mezclas dan un rango de temperatura. Además si hago un análisis de composición en cualquier punto de la solución, nos daremos cuenta que es igual en toda sus partes, a diferencia de una mezcla no homogénea que me dará resultados distintos en todos o algunos de los lugares del muestreo.

Los tipos de soluciones se identifican dependiendo del estado de las sustancias que la conforman, por ejemplo:

1. Líquido – líquido (gasolina): si la solución es entre sustancias líquidas,
2. Líquido - sólido (agua azucarada): si es entre un líquido y un sólido,
3. Líquido – gas (agua carbonatada, neblina): si es entre un líquido y un gas
4. Sólido-sólido (tierra): si es entre dos o más sólidos,
5. Aleación si los sólidos son dos metales.

Los componentes de las soluciones, son el soluto y el solvente o disolvente, el primero es el ingrediente que se encuentra en menor cantidad, mientras que el segundo es el que se encuentra en mayor cantidad. Esto obedece, al hecho de que la cantidad de soluto debe poder caber en los espacios intermoleculares que le ofrece el solvente. Cuando el espacio disponible se agota, entonces el soluto que no se pudo introducir, se deposita en el fondo y se dice que se estamos frente a una solución saturada. Si utilizamos temperatura o presión para introducir más solutos entre los espacios intermoleculares del solvente, estaremos frente a una solución sobresaturada, la cual es inestable ya que cualquier perturbación en su entorno físico originaría que el soluto adicional se saliera de solución en forma de precipitado. .

La solubilidad de un soluto en el solvente, puede incrementarse o disminuirse cambiando algunos parámetros, por ejemplo:

- Si incremento la temperatura de una solución, aumento la solubilidad del soluto en el solvente; ocurre lo contrario si disminuyo la temperatura.
- Al aumentarse la presión, se incrementa la solubilidad de los solutos gaseosos y a la inversa disminuye.
- Disminuyendo el tamaño de las partículas de soluto, logro que la solubilidad crezca y ocurre lo contrario si lo aumento.

- Considerando la naturaleza polar del solvente, logro aumentar o disminuir la solubilidad si las polaridades de ambos se acercan o se alejan respectivamente. Es decir si la polaridad del soluto se va acercando a la del solvente, entonces la solubilidad va aumentando y disminuye si se van alejando.

Para la Química pura y aplicada, es muy importante establecer una manera de expresar la concentración del soluto en una solución, ya que es este soluto el que reaccionará o participará en una reacción química (como una primera aproximación a la química de reacción). Así, por ejemplo: es fundamental en farmacología saber la concentración del ingrediente activo, o en una industria saber la cantidad de sustancia se encuentra en solución. Por ello, presentaremos las formas más comunes de medir la concentración del soluto en una solución:

a- Porcentaje de Concentración:

El porcentaje de concentración, se define como la cantidad de soluto (expresado como un porcentaje o parte de la solución total) que hay en una solución. Matemáticamente puede expresarse como la relación de la parte entre el todo por 100. En donde la parte será la cantidad de soluto y el todo será la totalidad de la solución (soluto más solvente). (ver fórmula 22)

$$\% \text{Composición} = \frac{\text{Cantidad de soluto}}{\text{Cantidad de Solución}} \times 100 \quad (22)$$

Es importante anotar, que la cantidad de soluto y de solución puede expresarse en unidades de masa o peso y entonces se dice que se está en presencia de un porcentaje de composición de tipo peso/peso y se expresa %Composición p/p. Aquí tenemos que indicar que las unidades de medición tanto del soluto como de la solución deben expresarse con las mismas magnitudes ejemplo gramos/gramos, también pueden expresarse en unidades de volumen, estando en presencia de un %Composición v/v. Cuando el porcentaje de composición se expresa en unidades mixta como es el caso de expresar la cantidad de soluto en unidades de masa o peso, mientras se expresa la cantidad de solución en volumen, tenemos que estamos en presencia de un %Composición p/v.

Los porcentajes de composición es una manera muy útil para expresar la concentración de soluto en una solución, sobre todo en usos comerciales e industriales, en donde se manejan productos a granel.

Práctica # 1:

Se tiene una disolución de Bicarbonato de Calcio $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ con una densidad de 1.57g/ml, elaborada con 100g de esta sustancia en 700g de agua. Determine el porcentaje de composición p/p y p/v.

Solución:

Porcentaje de composición p/p

Datos:

Masa del Bicarbonato de Calcio = 100g

Masa del agua = 700g

Masa de la solución = masa del agua + masa del Bicarbonato de Calcio =
700g + 100g = 800g

%p/p = (masa del Bicarbonato de Calcio / masa de la solución) x 100 =
(100/800) x 100 = 12.5%

Porcentaje de composición peso/volumen Datos:

Masa del Bicarbonato de Calcio = 100g

Masa de la Solución = 800g

Densidad de la Solución = 1.57g/mL

1-Primeramente calculamos volumen de la solución utilizando la fórmula de densidad:
formula #1 del Módulo N°1

Volumen de la solución = masa de la solución / densidad = 800g / 1.5g/mL = 533.33ml

2-Ahora calculamos el porcentaje:

% p/v = (masa del Bicarbonato de Calcio / volumen de la solución) x 100

%p/v = (100g / 533.33mL) x 100 = 18.75%

b- Molaridad.

La molaridad es una forma más útil y más exacta en las Ciencias para medir la concentración del soluto en una solución (se expresa con una M), y se define como la cantidad de moles de soluto que se encuentran disueltos en un litro de solución. Matemáticamente esto se expresa mediante la siguiente expresión:

$$M = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Litro de solución}} \quad (23)$$

Tenemos que recordar, que las moles no son más que el peso molecular (sumatoria de los pesos atómicos de los átomos que conforman la molécula) expresado en gramos, por lo tanto podemos calcular la cantidad de moles de soluto de la siguiente forma:

$$\# \text{ moles} = \frac{\text{Gramos de soluto}}{\text{Peso Molecular del soluto}} \quad (24)$$

Remplazando matemáticamente la expresión 21 en la 22, y reordenando los términos, quedamos con la siguiente fórmula de trabajo:

$$M = \frac{\text{Gramos de soluto}}{\text{Peso Molecular de soluto} \times \text{Litro de solución}} \quad (25)$$

Es importante anotar, que la molaridad es de gran utilidad práctica cuando estamos en presencia de soluciones de tipo líquido – líquido, sólido – líquido, gas – gas, sólido – gas; en donde es más fácil medir las cantidades del solvente en volumen.

Sin embargo, esta forma de medir concentración variará con el cambio de volumen que se producirá con la variación de la temperatura.

También tenemos que indicar, que expresar la concentración de soluto en términos de este parámetro, es muy útil en la predicción de las cantidades de soluto que puede dar una reacción (Estequiometría) ya que ella se trabaja en moles.

Práctica # 1:

Se tiene una solución elaborada con 200mL (densidad = 0.930g/ml) de Cloroformo(CHCl_3) con densidad de 1.483 g/mL en 500ml de éter (densidad = 0.7134 g/ml).

Calcule:

Solución:

Datos:

Volumen del Cloroformo = 200mL

Densidad de la solución = 0.930g/mL

Volumen de éter = 500mL

Densidad del Cloroformo = 1.483g/mL

Densidad del éter = 0.7134g/mL

Molaridad:

a-La molaridad se representa bajo la siguiente fórmula(25)

Gramos de soluto

$M = \frac{\text{-----}}{\text{-----}}$

Peso Molecular de soluto x Litro de solución

Primero tenemos que indicar que el soluto es el Cloroformo por ser el de menor concentración o cantidad absoluta, luego hay que observar que el dato suministrado de la cantidad de soluto es dado en volumen, por lo que hay que usar la densidad para convertirlo en masa (gramos):

Masa de Cloroformo = densidad de Cloroformo x volumen de cloroformo

Masa de Cloroformo = 1.483g/mL x 200mL = 296.6g

También de los datos tenemos que sacar el volumen total de la solución así:

Volumen total de la solución = volumen de cloroformo + volumen de éter

Volumen total de la solución = 200mL + 700mL = 900mL,

Como la expresión matemática de la molaridad especifica que el volumen de la solución tiene que ser en litro, convertimos dicho volumen de mL a Litros así:

Volumen de la solución = 900mL x 1L/1000mL = 0.9L

Además tenemos que tener el peso molecular del soluto el cual es:

PM del Cloroformo(CHCl_3) =

C = 12g/mol x 1 átomo = 12 g/mol

H = 1g/mol x 1 átomo = 1 g/mol

Cl = 35.5 x 3 átomos = 106.5g/mol

= 119.5g/mol

Ahora remplazamos en la fórmula de molaridad:

$$M = 296.6\text{g} / (119.5\text{g/mol} \times 0.9\text{L})$$

c- Molalidad

La molalidad (se expresa con una m) se define como el número de moles de soluto que se encuentran disueltas en un kilogramo de solvente. Matemáticamente se expresa como:

$$m = \frac{\text{\# moles de soluto}}{\text{Kg de solvente}} \quad (26)$$

Reemplazando la fórmula 24 en la expresión 26 y reordenando obtenemos:

$$m = \frac{\text{Gramos de soluto}}{\text{Peso Molecular de soluto} \times \text{Kg de solvente}} \quad (27)$$

Como se observará, el hecho de que la molalidad se exprese en Kg de solvente, la hace útil en el manejo de soluciones de tipo sólido – sólido y también en casos en donde la temperatura varíe, ya que la masa es menos afectada por las variaciones de temperatura que el volumen.

Práctica # 1:

Se tiene una solución elaborada con 200ml (densidad = 0.930g/ml) de Cloroformo (CHCl₃) con densidad de 1.483 g/mL en 500ml de éter (densidad = 0.7134 g/ml).

Calcule: a-Molalidad, b-% p/p

Solución:

Datos:

Volumen del Cloroformo = 200mL

Densidad de la solución = 0.930g/mL

Volumen de éter = 500mL

Densidad del Cloroformo = 1.483g/mL

Densidad del éter = 0.7134g/mL

PM:119.5g/ml.

Molaridad:?

a-Molalidad

La fórmula (27) de molalidad es la siguiente:

$$m = \frac{\text{Gramos de soluto}}{\text{Peso Molecular de soluto} \times \text{kg de solvente}}$$

Como se observará, para completar esta ecuación, necesitamos obtener los kilogramos de solvente, para lo cual convertiremos, usando la fórmula de densidad, el volumen de solvente a masa de solvente (g) y de allí a kilogramos, así que tenemos:

Masa de solvente = volumen de solvente x densidad del solvente

$$= 700\text{mL.} \times 0.7134\text{g/ml.} = 499.38\text{g.} = 499.38\text{g} \times 1 \text{ kg.} / 1000\text{g} = 0.49938\text{kg}$$

Entonces, remplazamos en la ecuación de molalidad:

$$m = \frac{296.6\text{g}}{119.5\text{g/mol} \times 0.49938\text{kg}} = 4.97 \text{ moles/kg}$$

b- Porcentaje de composición p/p:

La fórmula del Porcentaje de composición es la siguiente:

$$\% \text{ p/p} = (\text{gramos de soluto/gramos de solución}) \times 100$$

Tenemos los gramos de soluto, pero no los gramos de solución, para lo cual tenemos que tomar el volumen total de la solución y convertirla a masa total multiplicándola por la densidad:

$$\text{Masa de la solución} = 900\text{mL} \times 0.930\text{g/mL} = 837\text{g}$$

Ahora remplazamos en la fórmula de porcentaje de composición p/p:

$$\% \text{ p/p} = \text{gramos de soluto/gramos de solución} \times 100 = 296.6\text{g} / 837\text{g} \times 100 = 35.4\%$$

TAREAS

1. ¿Qué es una solución y cuáles son sus componentes?
2. ¿Describa los tipos de solución que se puede tener según la distribución de los ingredientes y según la naturaleza de los componentes?
3. ¿Qué factores influyen en la solubilidad de una sustancia en otra?
4. Calcule la molaridad de una solución de Cloruro de Sodio que contiene 73g. de esta sustancia en 237ml. de solución.
5. Determine la cantidad de Nitrato de Plata que se necesita para preparar 525ml de una solución 2M de este producto.
6. Calcule el volumen de solución 3M que se puede preparar utilizando 153g. de Acetato de Amonio.
7. ¿Cuántos mililitros de una solución 4.47M de Dicromato de Potasio se requiere para producir 100ml. de una solución 1.75M de esta sustancia?

8. Calcule la molalidad de una aleación que contiene 73g de carbón en 843g de Hierro.
9. Cuántos gramos de Oro se necesita para preparar una solución sólida 5molal de este metal en 275g de Níquel.
10. Calcule la molaridad de una solución de Sulfato de Amonio $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ que está elaborada al 8% p/v, si de dicha solución se tienen 335ml.
11. Se tiene una disolución de Bicarbonato de Calcio $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, elaborada con 100g de esta sustancia en 700g de agua y la solución tiene una densidad de 1.57g/ml. Calcule: a-La Molaridad, b-La molalidad, y c- El porcentaje de composición p/p
12. Determine el % p/p al cual se encuentra 200ml de una solución 2 Molar de Cloruro de Bario (BaCl_2). Sabiendo que esta solución tiene una densidad de 1.3g/ml
13. Determine cuántos mililitros de una solución 5 Molar de Carbonato de Magnesio MgCO_3 se necesita para elaborar una solución 2 molar de esta sustancia si se usa 125 g de agua.
14. Cuántos gramos de Nitrato de Plata (AgNO_3) hay en 300ml de una solución al 15% p/v de esta sustancia en agua.
15. Determine cuántos mililitros de una solución 7 Molar de Perclorato de Sodio (NaClO_4) se requiere para tener 35g de esta sustancia.
16. Calcule la concentración final de una mezcla elaborada con 50ml de una solución 2 Molar de Ácido Nítrico (HNO_3) y 75 ml de una solución 1.7 Molar de la misma sustancia. Recordar que la densidad del agua a 4°C es de 1.0g/ml
a-Molaridad, b-Molalidad, c-% v/v
17. Calcule la cantidad de solución de alcohol al 70% v/v que puedo preparar si compro 125mL de alcohol al 95% v/v. También indique la cantidad de agua que hay que agregarle para que esto se dé. Si la fórmula del alcohol es $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ calcule la molaridad de dicha solución sabiendo que la densidad del alcohol es 0.88g/mL y la del agua 1.0g/mL.

MODULO N°4

EL ESTADO GASEOSO

I. CONCEPTO DEL ESTADO GASEOSO

El estado gaseoso, es aquel estado de agregación de la materia, en la cual sus partículas elementales (átomos o moléculas) han vencido las fuerzas atractivas intermoleculares, por lo que tienden a expandirse en forma continua.

Esta expansión continua, se debe totalmente a que gran parte de la energía potencial (energía de reposo) que contenía la materia, se ha convertido en energía cinética (energía de movimiento), lo que le da la fortaleza necesaria para vencer las fuerzas intermoleculares.

El estado gaseoso, es el más sencillo de los estados de la materia, por lo que los conocimientos adquiridos por medio de estudios científicos son más abundantes que los conseguidos sobre los demás estados de agregación (sólidos, líquidos, plasma, condensados *Bose – Einstein*, etc.).

Todo líquido posee una temperatura a la cual se transforma en gas, ésta se denomina punto de ebullición y es característico para cada sustancia. El fenómeno se desarrolla cuando la sustancia líquida es calentada progresivamente y las partículas que la forman van adquiriendo suficiente energía cinética para vencer las fuerzas intermoleculares y las va separando de las demás y así puede pasar a otro estado de agregación que se llama gaseoso.

Los conocimientos adquiridos sobre el estado gaseoso son básicamente para el entendimiento del mundo que nos rodea, ya que vivimos en un planeta cuya vida, en su mayoría, es sustentado por una atmósfera que contiene 78% del gas Nitrógeno (N_2) y el 21% del gas Oxígeno (O_2) siendo este último necesario para la vida de los organismos aeróbicos. El resto(1%) de la atmósfera está conformado por otros gases no menos importantes como Hidrógeno (H_2), Cloro (Cl_2), Flúor (F_2), Argón (Ar), Criptón (Kr), Helio (He), Neón (Ne), vapor de agua (H_2O), Dióxido de Carbono (CO_2), Metano (CH_4) entre otros.

También es importante anotar que hay actividades humanas que no serían tan sencillas sin la utilización de gases como es el caso de la cocina (se quema unos gases llamados metano, propano o butano para producir calor) y las comunicaciones por ondas de radio en donde el aire sirve como transmisor, por decir algunas.

II. CARACTERÍSTICAS

El alto contenido de energía cinética que tienen los átomos o moléculas que se encuentran en este estado es responsable de las diversas características de los gases, los que son evaluados a la luz de la Teoría Cinética de los mismos.

Entre sus características tenemos:

1. Expansión: Los gases se expanden en forma indefinida y uniforme para llenar todo el espacio del recipiente que los contiene.
2. Forma o volumen indefinido: Una masa determinada de gas no tiene forma ni volumen definidos, pero pueden ajustarse al recipiente en donde se colocan.
3. Compresibilidad: Los gases se pueden comprimir en gran medida. Por ejemplo: Aplicando presión se puede introducir una alta cantidad de gas oxígeno (comprimiendo) dentro de un tanque de color verde.
4. Baja densidad: Por el alejamiento de las partículas gaseosas, el volumen que tienden a ocupar es bastante grande en comparación con su masa, lo que hace que sus densidades sean inferiores a las densidades de los sólidos o de los líquidos. Por ello, la densidad de los gases se miden en g/L o kg/m³ (gramos por litro) en lugar de g/mL (gramos por mililitro) como se mide generalmente los sólidos y líquidos.
5. Miscibilidad: Normalmente, dos o más gases, no reactivos, se mezclan por completo de una manera uniforme cuando se ponen en contacto entre sí. Ejemplo de esta característica la podemos tener en el aire que respiramos, ya que la composición del mismo es igual en cualquier lugar de la atmósfera después de un tiempo determinado.
6. Distancias intermoleculares grandes: Los gases están compuesto por átomos o moléculas que se encuentran a distancias muy grandes (comparadas con el tamaño de estas partículas) lo cual origina que un gran porcentaje del volumen de un gas es espacio vacío.
7. No existe fuerzas de atracción intermolecular: Entre los átomos o moléculas gaseosas, no existen fuerzas de atracción, lo que explica que ellos no se convierten en líquido de manera espontánea, en algunos casos hay que reducir la temperatura o aumentar la presión.
8. Los átomos o moléculas gaseosas se encuentran en movimiento rápido y constantes: Las partículas gaseosas se encuentran en constante movimiento, lo que hacen que al estar confinados, éstos chocan con las paredes del envase que los contiene y originan lo que se llama presión. En otras palabras todo gas confinado tiene una presión que va de acuerdo a la temperatura en la cual se encuentra.

9. Las colisiones de las partículas gaseosas son elásticas: Esto quiere decir que al chocarse los átomos o moléculas gaseosas no se pierde energía cinética, o no se convierte en otro tipo de energía (calor, energía potencial, etc.)
10. La energía cinética promedio de un gas es proporcional a la temperatura en grados Kelvin (K): Esto nos indica que a pesar de que la temperatura origina sus efectos sobre la energía cinética promedio del sistema, únicamente cuando se miden en grados Kelvin se puede establecer una proporcionalidad; no así cuando se miden en otra escala de medición (centígrado, Fahrenheit). También esta proporcionalidad establece que a cero grado Kelvin las partículas no tienen movimiento y por lo tanto la energía cinética es cero.

Gran parte de las características aquí mencionadas, son aplicable a todos los gases bajo condiciones de temperatura y presión moderada. También se habla condiciones de temperatura y presión normal, que significa 0°C y 1 Atm de presión.

La Presión:

La presión de un gas se define como la fuerza que ejercen las partículas gaseosas sobre unidad de área de las paredes del envase que los contiene. Por ello en el Sistema Internacional la medición será en kg/m^2 (kilogramo por metro cuadrado). Sin embargo, a raíz de la invención del barómetro por el matemático y físico italiano ***Evangelista Torricelli*** se popularizó el **milímetro de mercurio** (mmHg) posteriormente la **atmósfera** (Atm) y el **torr** y en Sistema Internacional el **pascal**(pa).

El milímetro de mercurio y el torr son medidas iguales, y la atmósfera es igual a 760 torr o mmHg, mientras que el pascal es igual a 1×10^5 Atm.

La presión tiene una gran influencia sobre las características de los gases. Ella explica por qué es difícil respirar en alturas en donde la presión es muy baja y se nos dificulta el andar en las grandes profundidades del mar en donde la presión es muy alta.

III. LAS LEYES DE LOS GASES

A partir del siglo XVII se sucedieron una serie de investigaciones acerca de los gases, desencadenando en un grupo de leyes que se conocen como las leyes de los gases. Dentro de este conjunto tenemos a la Ley de **Boyle**, Ley de **Charles**, Ley de **Gay Lussac**, Ley de **Dalton** y la Ley de **Henry**.

Todas estas leyes relacionan distintos parámetros de los gases entre sí, como es el caso de la presión, el volumen, la temperatura y la solubilidad por medio de expresiones matemáticas que nos permiten resolver cálculos sobre problemas cotidianos y experimentales.

TAREAS

1. Defina con exactitud que es un gas.
2. Detalle y describa 8 características de los gases.
3. Cómo explicaría que los gases expulsados por el tubo de escape de un automóvil, al cabo de unos minutos se desvanecen.
4. Analice el fenómeno de la evaporación del agua. ¿Qué sucede con el vapor de agua formado. Cómo incide este fenómeno en la formación de lluvia
5. Utilizando el concepto de gas y las características leídas anteriormente, confeccione una síntesis de estos aspectos.
6. Investigue por qué razón la baja presión disminuye la capacidad de respirar y que problemas de respiración ocurre cuando lo hacemos en condiciones de alta presión.
7. En un auto sedan que tiene una cabina de 1.3 metros cúbicos de volumen (totalmente hermética), que se mantiene a una temperatura de 283 Kelvin y una presión de 1.5 pascal, dejan caer una ampolla de vidrio de gas oxígeno de 200 ml la cual se impacta contra el suelo del carro con una fuerza de 3 Newton y se rompe. Cuál sería el volumen final de dicho gas Si el auto se mueve a una velocidad de 200 km/hr y va ascendiendo a 500 metros a nivel del mar, y la temperatura se reduce a 260 Kelvin cuando la fricción entre la superficie de la llanta y la carretera es de 0.5N.

IV. LA LEY DE BOYLE

En el siglo XVII el físico y químico británico **Robert Boyle**, realizó una serie de experimentos a raíz de los cuales determinó el efecto de la presión sobre el volumen de un gas. Para determinar esta relación, mantuvo la masa del gas y la temperatura constante. Esta relación, se conoce actualmente como la ley de Boyle. El hecho que tenga rango de ley, significa que dicha relación es válida en cualquier parte del universo y ante cualquier materia gaseosa conocida.

La ley de **Boyle**, anuncia que:

“A temperatura constante, el volumen de la masa fija de un gas es inversamente proporcional a la presión que se ejerce sobre este gas”.

Lo que significa que si la presión ejercida aumenta el volumen resultante disminuye y cuando la presión disminuye el volumen aumenta.

Matemáticamente, la ley de **Boyle** se puede expresar como:

$$V = k / P \quad (28)$$

En donde:

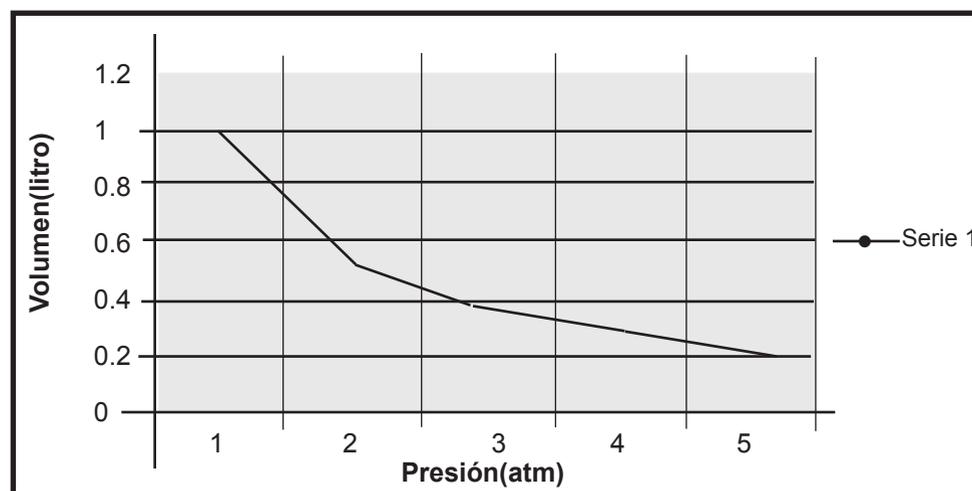
V es el volumen del gas,

P es la presión ejercida por el gas,

k es una constante de proporcionalidad que depende de la masa y la temperatura del gas.

Gráficamente la ley de **Boyle** se puede representar registrando la variación del volumen en el eje de las “y” al incrementar la presión que se registra en el eje de las “x” .

Gráfica N° 1
Representación de la Ley de Boyle.



La importancia de la expresión $V=k/P$ es que si la masa y la temperatura de un gas se mantiene constante, podemos establecer una relación matemática que nos permitirá calcular las presiones o los volúmenes finales o iniciales a partir de uno de estos parámetros. Así tenemos:

$$V \text{ nueva} \times P \text{ nueva} = P \text{ inicial} \times V \text{ inicial} \quad (29)$$

En donde el volumen y presión pueden expresarse en cualquier sistema de medida, solo que se tiene que tomar el cuidado de que tanto las condiciones inicial como final deben medirse en los mismos parámetros.

En un sentido práctico, podemos ejemplificar esta ley con el proceso de respiración pulmonar, en donde la caja torácica y el diafragma expanden los pulmones, lo que hace que la presión dentro de ellos disminuya por debajo de la atmosférica, haciendo que el aire se expanda hacia ellos y entre. Podemos estimar los valores de presión y volumen ya sea por medio de una gráfica como la gráfica # 1, o resolviendo la ecuación 2 tal como se muestra en los siguientes ejemplos:

Práctica # 1:

El volumen de un gas, medido a presión normal, es de 17.4 L. Calcule la presión del gas en torr si el volumen cambia a 20.4 L y la temperatura permanece constante.

Solución:

Datos:

P inicial = 1 atm. = 760 torr.

P nueva = ? torr

V inicial = 17.4 L

V nuevo = 20.4 L

Cálculos:

1-Aplicamos la fórmula 29:

$V \text{ inicial} \times P \text{ inicial} = P \text{ nueva} \times V \text{ nuevo}$

2-Despejando P nueva tenemos:

$P \text{ nueva} = V \text{ inicial} \times P \text{ inicial} / V \text{ nuevo}$

3-Reemplazamos valores:

$P \text{ nueva} = 17.4 \text{ L} \times 760 \text{ torr} / 20.4 \text{ L}$

P nueva = 648 torr.

Práctica # 2:

Una muestra de gas ocupa un volumen de 73.5 mL a una presión de 710 torr y a 30 °C. de temperatura. ¿Cuál será su volumen en mililitros a una presión normal y 30 °C.

Solución:

a. Datos:

P inicial = 710 torr

P nueva = 760 torr

V inicial = 73.5mL.

V nuevo = ? mL.

Cálculos:

1-Aplicamos la fórmula # 29 que dice:

$V_{\text{inicial}} \times P_{\text{inicial}} = V_{\text{nuevo}} \times P_{\text{nueva}}$.

2-Ahora despejamos V nuevo y tenemos:

$V_{\text{nuevo}} = V_{\text{inicial}} \times P_{\text{inicial}} / P_{\text{nueva}}$

3-Reemplazamos valores

$V_{\text{nuevo}} = 710\text{torr} \times 73.5\text{mL} / 760\text{torr}$

$V_{\text{nuevo}} = 68.7\text{mL}$

TAREAS

1. Exponga y explique el enunciado de la Ley de Boyle.
2. Podría explicar en base a la Ley de Boyle el proceso de licuar un gas (como es el caso del gas de cocina).
3. Una muestra de un gas ocupa un volumen de 75ml a una presión de 725mmHg y 25 °C. de temperatura. Calcule en mililitros el volumen que se tendría a una presión de 685mmHg y 25 °C.
4. Calcule el volumen al que debe contraerse 2 litros de gas oxígeno contenido en un cilindro, que se encuentra a una temperatura de 30°C y una presión de 25Atm, si se aplica una presión máxima de 75Atm.
5. Una cantidad fija de gas H_2 a 23°C exhibe una presión de 748torr y ocupa un volumen de 10.0 litros. Use la ley adecuada y calcule el volumen que el gas ocupará a 23°C si la presión aumenta a 1.88Atm.
6. Un gas ideal posee un volumen de 247ml a presión de 625 mm Hg. Si la presión Aumenta a 825 torr. ¿Cuál sería el nuevo volumen si la temperatura permanece constante?
7. Un tanque de 10.0 L se llena con Helio a una presión de 150 atm. ¿Cuántos globos de juguete de 1.50 L pueden inflarse a condiciones normales con el helio del tanque, si la presión máxima del juguete es de 2atm y la temperatura permanecen constante?
8. Una cantidad de gas ocupa un volumen de 80 cm³ a una presión de 750 mm Hg. ¿Qué volumen ocupará a una presión de 1,2 atm.si la temperatura no cambia?
9. En una fábrica de oxígeno embotellando, se almacena 1 m³ de ese gas en un cilindro de hierro a 5 atmósferas, ¿Qué volumen tiene el cilindro si inicialmente la presión del gas era de 1 atmósfera?
10. La densidad del oxígeno a presión normal es de 1,429 kg/m³, ¿qué presión soportaría para que su densidad sea de 0,589kg/m³?

V. LA LEY DE CHARLES

Queremos recordar, que uno de los requisitos indispensables de la Ley de **Boyle**, es mantener la temperatura constante. Sin embargo, no siempre en una reacción físico – química o en acontecimientos de la vida diaria la temperatura se mantiene constante, por el contrario, lo más común es que sea la presión la que no varíe.

Para observar como la temperatura afecta el volumen de un gas al mantener la presión constante, el francés **Jacques Charles** en el siglo XVIII realizó una serie de experimentos que lo llevó a consolidar otra Ley físico – química que se conoce como la Ley de **Charles**.

La Ley de **Charles** se puede enunciar como:

“A presión y masa constante, el volumen de un gas es directamente proporcional a la temperatura a la que se le somete, expresada en grados Kelvin”.

Es decir, que cuando la temperatura (medida en grados Kelvin) disminuye, el volumen del gas sometido a ésta variación, también disminuye y viceversa.

Matemáticamente esta ley puede expresarse como:

$$V = kT \quad (30)$$

En donde:

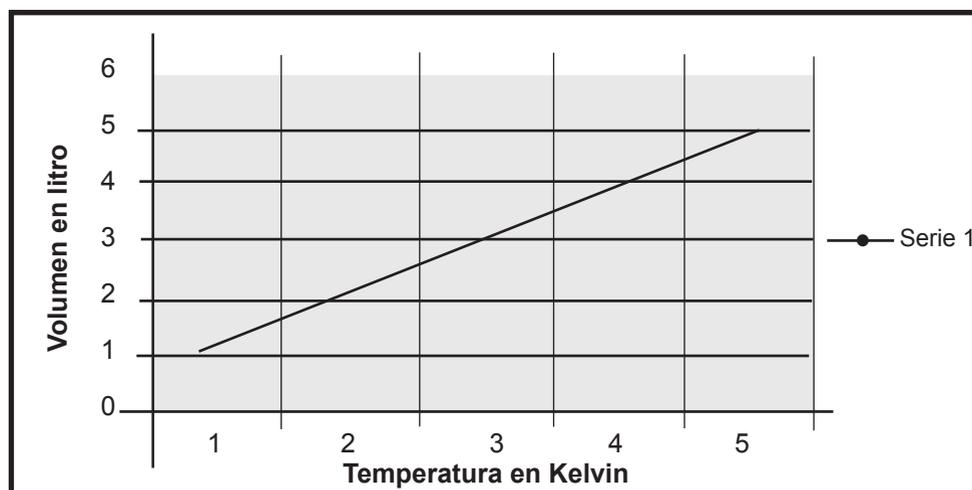
V es el volumen del gas,

T es la temperatura expresada en grados Kelvin y

k es la constante de proporcionalidad.

Gráficamente, podemos ver el comportamiento del volumen de un gas al variar la temperatura

**Gráfica N° 2:
Representación de la Ley de Charles.**



Si la masa del gas y la presión, permanece constante, entonces podemos deducir la siguiente expresión que permitiría estimar lo que sucedería al volumen si la temperatura cambiara:

$$V \text{ inicial} / T \text{ inicial} = V \text{ nuevo} / T \text{ nueva} \quad (30)$$

LA TEMPERATURA:

La temperatura puede definirse como una manifestación de la energía calórica producida por reacciones químicas o interacciones físicas de la materia.

La temperatura, puede expresarse atendiendo a diferentes escalas que son: escala Fahrenheit (°F.), Celsius (°C.) y Kelvin (K) también denominada escala absoluta. En el caso de las leyes de los gases, la escala que se utiliza es la escala absoluta ya que muestra un comportamiento más lineal hacia las variaciones de volumen y presión. Recordar que tanto en la escala Fahrenheit como en la escala Celsius hay temperaturas positivas y negativas y al utilizar esos valores obtendríamos valores negativos de volumen y presión los cuales no serían reales.

Por ello es necesario que se domine la conversión de una escala a otra para poder resolver los problemas que a este respecto se formulen.

En el caso de las conversiones, se tienen 2 situaciones a describir:

a-Convertir grados Celsius a grados Kelvin, usted usará la siguiente expresión:

$$K = ^\circ\text{C.} + 273.15$$

b- Para convertir de grados Fahrenheit a grados Kelvin tenemos:

$$K = (F - 32) / 1.8 + 273.15$$

Conocida la información suministrada anteriormente, podemos resolver algunos problemas propuestos:

Práctica # 1:

Una muestra de gas ocupa un volumen de 160mL a 1.0atm y 27 °C. Calcule su volumen a 0 °C. y 1.0atm. Observar que la presión permanece constante.

Solución:

a- Datos:

$$V \text{ inicial} = 160\text{mL}$$

$$V \text{ nuevo} = ? \text{ mL}$$

$$T \text{ inicial} = 27 \text{ } ^\circ\text{C.}$$

$$T \text{ nueva} = 0 \text{ } ^\circ\text{C.}$$

b- Conversión: Convertimos nuestras temperaturas de °C. a Kelvin usando la fórmula adecuada.

1-Utilizando la fórmula # 3

$$K = ^\circ\text{C.} + 273.15$$

$$K = 27^{\circ}\text{C} + 273.15 = 300.15$$

$$T \text{ inicial} = 300.15 \text{ K}$$

$$T \text{ nueva} = 0^{\circ}\text{C} + 273.15 = 273.15 \text{ K}$$

c- Ahora aplicamos la fórmula # 30 para calcular el nuevo volumen:

$$V \text{ inicial} / T \text{ inicial} = V \text{ nuevo} / T \text{ nueva}$$

Procedemos ahora a despejar la V_{nuevo}

$$V \text{ nuevo} = V \text{ inicial} \times T \text{ nueva} / T \text{ inicial}$$

Remplazamos ahora los valores y obtenemos:

$$V \text{ nuevo} = 160\text{ml} \times 273.15 \text{ K} / 300.15 \text{ K}$$

$$V \text{ nuevo} = 145.61\text{mL}$$

Práctica # 2:

Un gas ocupa un volumen de 4.5 l a 27 °C. ¿A qué temperatura, en grados Celsius, el volumen será de 6.00L si la presión permanece constante.

Solución:

a-Datos:

$$V \text{ inicial} = 4.5 \text{ L}$$

$$V \text{ nuevo} = 6.0 \text{ L}$$

$$T \text{ inicial} = 27^{\circ}\text{C}.$$

$$T \text{ nueva} = ?^{\circ}\text{C}.$$

b-Primero transformamos la temperatura en Celsius a Kelvin usando la fórmula # 3:

$$K = ^{\circ}\text{C} + 273.15$$

$$K = 27 + 273.15 = 300.15$$

$$T \text{ inicial} = 300.15 \text{ K}$$

c-Aplicamos la fórmula # 30:

$$V \text{ inicial} / T \text{ inicial} = V \text{ nuevo} / T \text{ nueva}$$

Despejamos T_{nuevo} y tenemos:

$$T \text{ nueva} = V \text{ nuevo} \times T \text{ inicial} / V \text{ inicial}$$

Remplazamos valores y obtenemos:

$$T \text{ nueva} = 6.00 \text{ L} \times 300.15 \text{ K} / 4.5 \text{ L}$$

$$T \text{ nueva} = 400.2 \text{ K}$$

d-Ahora convertimos el resultado de K a °C. tal como lo solicita el enunciado del problema, usando la fórmula # 3

$$K = ^{\circ}\text{C} + 273.15$$

despejamos los °C. y tenemos:

$$^{\circ}\text{C} = K - 273.15$$

reemplazamos el valor de T nuevo

$$^{\circ}\text{C.} = 400.2 - 273.15 = 127.05$$

Así:

$$T \text{ nueva} = 127.05 \text{ }^{\circ}\text{C.}$$

TAREAS

1. Exponga y explique el enunciado de la ley de Charles.
2. Explique en base a la Ley de Charles, porqué explota una botella de aerosol al arrojarlo al fuego
3. Resuelva el siguiente problema:
A 100 $^{\circ}\text{C.}$ un gas ocupa un volumen de 2.5 L ¿Cuál será el volumen a 150 $^{\circ}\text{C.}$ si la presión permanece constante?
4. El volumen inicial de una cierta cantidad de gas es de 200 cm^3 a la temperatura de 20 $^{\circ}\text{C.}$ Calcula el volumen a 90 $^{\circ}\text{C.}$ si la presión permanece constante.
5. se dispone de un gas a 300 K cuyo volumen es 20L ¿Qué volumen ocupará cuando la temperatura sea 200 K si la presión permanece constante?
6. Si el volumen del aire de una habitación a 10 $^{\circ}\text{C.}$ es de 90000 L, ¿cuánto aire escapará de la habitación si se calienta hasta 30 $^{\circ}\text{C.}$ y la presión permanece constante?
7. Inflas un globo con 950 mL de aire a 295 $^{\circ}\text{K.}$ Si calientas el aire a 310 $^{\circ}\text{K,}$ el volumen será? En este caso la presión permanece constante
8. Una masa de gas ocupa 600 cm^3 a 25 $^{\circ}\text{C.}$ Si la presión se mantiene constante, ¿cuál será el volumen de dicha masa de gas a -5 $^{\circ}\text{C.}$?
9. Una masa de gas ocupa 600 cm^3 a 77 $^{\circ}\text{F.}$ Si la presión se mantiene constante, ¿cuál será el volumen de dicha masa gaseosa a 23 $^{\circ}\text{F.}$?
10. Un globo esférico de goma es llenado de aire a 19 $^{\circ}\text{C.}$ hasta una capacidad de 6 litros, si la temperatura ambiente se eleva hasta 28 $^{\circ}\text{C.}$ ¿Cuál sería la capacidad que el globo tendría que soportar, permaneciendo la presión constante?

VI. LA LEY DE GAY LUSSAC

Al final del siglo XVIII y principio del XIX un físico francés, amigo de **Jacques Charles**, llamado **Joseph Gay Lussac** continuó estudiando los gases y llegó a enunciar lo que posteriormente se conoció como la Ley de **Gay Lussac** que a su tenor dice:

“A volumen constante, la presión de una masa fija de un gas es directamente proporcional a la temperatura en grados Kelvin”

Esto significa que si se aumenta la temperatura de una masa fija de un gas, la presión a la que está sometido aumenta y si la temperatura disminuye, también disminuye su presión.

Matemáticamente, esta ley se puede expresar como:

$$P = kT \quad (31)$$

En donde P es la presión que se puede expresar en atm, mmHg, torr, o pascal

T es la temperatura en Kelvin, y

k es una constante de proporcionalidad del gas.

Si mantenemos la masa del gas y el volumen constante, como lo indica el enunciado de la ley, podemos dilucidar la siguiente expresión:

$$P \text{ nueva} / T \text{ nueva} = P \text{ inicial} / T \text{ inicial.} \quad (32)$$

Esta expresión nos permite calcular nuevas presiones o temperaturas cuando los parámetros de presión y temperatura inicial cambian; de manera que podamos resolver los siguientes ejemplos:

Práctica # 1:

La temperatura de 1.0 L de un gas que inicialmente se encontraba en condiciones de TPN (presión y temperatura normal) cambia a 220 °C. y si el volumen y la masa del gas permanece constante, calcule la presión final del gas en torr.

Solución:

Primeramente aclaramos que las condiciones TPN (temperatura y presión normal) se entienden como T = 0°C. y la presión de 1atm o 760torr.

a- *Datos:*

$$P \text{ inicial} = 760\text{torr}$$

$$P \text{ nueva} = ? \text{ torr}$$

$$T \text{ nueva} = 220 \text{ °C.}$$

$$T \text{ inicial} = 0\text{°C.}$$

b-Tenemos que cambiar las temperaturas que están en grados Celsius a grados Kelvin aplicando la fórmula # 3:

$$K = C + 273.15$$

$$K = 220 + 273.15$$

$$T \text{ nueva} = 493.15 \text{ K}$$

$$T \text{ inicial} = 0 + 273.15$$

$$T \text{ inicial} = 273.15$$

c-Aplicamos la fórmula # 32 que expresa:

$$P \text{ nueva} / T \text{ nueva} = P \text{ inicial} / T \text{ inicial}$$

Despejamos $P \text{ nueva}$, la que está solicitando el problema y nos queda la expresión:

$$P \text{ nueva} = P \text{ inicial} \times T \text{ nueva} / T \text{ inicial}$$

Remplazando los valores indicados:

$$P \text{ nueva} = 493.15 \text{ K} \times 760 \text{ torr} / 273.15 \text{ K}$$

$$P \text{ nueva} = 1372.12 \text{ torr}$$

Práctica # 2:

¿Qué temperatura se necesita para hacer que un gas, que se encontraba a una presión de 0.5atm y 37°C, cambie su presión a 3.7atm?

Solución:

a-Datos:

$$T \text{ inicial} = 37 \text{ }^\circ\text{C.}$$

$$T \text{ nueva} = ? \text{ K}$$

$$P \text{ inicial} = 0.5 \text{ atm}$$

$$P \text{ nueva} = 3.7 \text{ atm}$$

b-Convertimos las temperaturas que están expresadas en grados Celsius a grados Kelvin aplicando la fórmula # 3:

$$K = C + 273.15$$

$$T \text{ inicial} = 37 + 273.15$$

$$T \text{ inicial} = 310.15 \text{ K}$$

c-Aplicamos la fórmula # 32 y despejamos $T \text{ nueva}$

$$T \text{ nueva} = P \text{ nueva} \times T \text{ inicial} / P \text{ inicial}$$

Remplazamos los valores dados,

$$T \text{ nueva} = 3.7 \text{ atm} \times 310.15 \text{ K} / 0.5 \text{ atm.}$$

$$T \text{ nueva} = 2295.11 \text{ K}$$

TAREAS

1. Exponga y explique la Ley de Gay Lussac.
2. En base a la Ley de Gay Lussac, explique por qué estalla una olla de presión que se ha sobrecalentado y la válvula de seguridad se ha obstruido.
3. Resuelva el siguiente problema:
El gas contenido en un cilindro tiene un volumen de 125ml a 20 °C. y 1.0atm de presión. ¿A qué temperatura en grados Celsius, la presión del gas es de 0.97atm si el volumen permanece constante.
4. Un gas a volumen constante, tiene una presión de 2atm a una temperatura de 35°C. ¿Qué presión adquirirá dicho gas si la temperatura disminuye a 15°C?
5. Calcule la temperatura que se requiere para que 2 litros de gas oxígeno contenido en un cilindro que se encuentra a una temperatura de 30°C y una presión de 25Atm, rompa dicho cilindro si la presión máxima que soporta es de 75Atm.
6. La temperatura de 3.0 litros de un gas que inicialmente se encontraba a 2 atm y -50°C cambia a 220 °C. Si el volumen y la masa del gas permanecen constantes, calcule la presión final del gas en mmHg.
7. Cierta volumen de un gas se encuentra a una presión de 970 mmHg cuando su temperatura es de 25.0°C. ¿A qué temperatura deberá estar para que su presión sea de 760 mmHg?
8. Una cierta cantidad de gas se encuentra a la presión de 790 mmHg cuando la temperatura es de 75°C. Calcula la presión que alcanzará si la temperatura sube hasta los 200°C.
9. Una lata vacía de aerosol de 200mL contiene gas a 585 mm de Hg y a 20°C ¿Cual es la presión que se genera en su interior cuando se incinera en una fogata a 700°C?
10. Un tanque metálico contiene un gas a la temperatura de 20 °C y a la presión de 900 mmHg. La temperatura del gas se eleva a 200 °C. Suponiendo que no hay variación en el volumen del tanque, calcular la presión en el interior del mismo a esta nueva temperatura.

VII. FÓRMULA COMBINADA DE LAS LEYES DE LOS GASES

No es muy común encontrar casos en donde las condiciones de los gases se mantengan constante (temperatura, presión o volumen). En realidad estas situaciones son muy escasas.

Por regla general no se puede variar una condición sin que se afecten las otras, por ello es de gran utilidad combinar la tres leyes de los gases tratadas en los apartados anteriores, buscando tener una expresión matemática que permita trabajar con la variabilidad de las tres condiciones determinantes de las características de los gases (presión, volumen, temperatura) en forma proporcional. Esta expresión matemática no es una ley universal, aún cuando se comporte bajo los mismos criterios que las leyes separadas, por lo que es inapropiado darle dicha categoría.

Si consideramos que la masa de un gas permanece constante, podemos cotejar las tres leyes y sacar una expresión única, que mantiene las mismas relaciones entre la presión, volumen y temperatura, que se dejaron claro al explicar cada ley por separado. A continuación presentamos la expresión de la Ley combinada de los gases:

$$V \text{ nuevo} \times P \text{ nueva} / T \text{ nueva} = P \text{ inicial} \times V \text{ inicial} / T \text{ inicial} \quad (33)$$

Con esta expresión, estamos en condiciones de entender y resolver los siguientes ejemplos:

Práctica # 1:

Un cierto gas ocupa 500mL a 760mmHg y 0°C. ¿Qué volumen en mililitros ocuparía a 10.0atm. de presión y 100°C?

Solución:

a-Datos

P inicial = 760mmHg.

V inicial = 500mL

T inicial = 0°C

P nueva = 10.0°C

V nuevo = ? ml

T nueva = 100°C

b- Ahora debe igualar las unidades de todos los parámetros y además convertir los grados Celsius a grados Kelvin.

Primero convierta los mmHg a Atm. :

$$P \text{ inicial} = 760\text{mmHg.}$$

Como 1atm. = a 760mmHg, tenemos que:

$$760\text{mmHg} \times 1\text{atm} / 760\text{mmHg} = 1\text{atm}$$

$$P \text{ inicial} = 1\text{atm.}$$

Segundo, convertimos los grados Celsius a grados Kelvin usando la fórmula # 3

$$K = C + 273.15, \text{ reemplazamos valores:}$$

$$T \text{ inicial} = 0^\circ\text{C} = 273.15\text{K}$$

$$T \text{ nueva} = 100^\circ\text{C} = 373.15\text{K}$$

c-Aplicamos la fórmula # 33

$$P \text{ nueva} \times V \text{ nuevo} / T \text{ nueva} = V \text{ inicial} \times P \text{ inicial} / T \text{ inicial}$$

Ahora despejamos el V nuevo solicitado en el enunciado del problema:

$$V \text{ nuevo} = V \text{ inicial} \times P \text{ inicial} \times T \text{ nueva} / T \text{ inicial} \times P \text{ nueva}$$

Ahora reemplazamos valores:

$$V \text{ nuevo} = 1\text{atm} \times 500\text{ml} \times 373.15\text{K} / 273.15\text{K} \times 10\text{atm}$$

$$V \text{ nuevo} = 87.53\text{ml}$$

Práctica # 2:

Un cierto gas ocupa 20.0 L a 50°C y 780torr. ¿Bajo qué presión en torr, este gas ocuparía 75.0 L a 0°C?

Solución:

$$P \text{ inicial} = 780\text{torr}$$

$$V \text{ inicial} = 20.0\text{L.}$$

$$T \text{ inicial} = 50^\circ\text{C.}$$

$$P \text{ nueva} = ? \text{ torr}$$

$$V \text{ nuevo} = 75.0\text{L.}$$

$$T \text{ nueva} = 0^\circ\text{C}$$

a-Convertimos los grados Celsius a grados Kelvin usando la fórmula # 3

$$K = C + 273.15$$

Así:

$$T \text{ inicial} = 50^\circ\text{C.} = 323.15\text{K}$$

$$T \text{ nueva} = 0^\circ\text{C.} = 273.15\text{K}$$

b-Aplicamos la fórmula # 33

$$P \text{ nueva} \times V \text{ nuevo} / T \text{ nueva} = V \text{ inicial} \times P \text{ inicial} / T \text{ inicial}$$

Despejamos P nueva solicitada y tenemos la expresión:

$$P \text{ nueva} = P \text{ inicial} \times V \text{ inicial} \times T \text{ nueva} / T \text{ inicial} \times V \text{ nuevo}$$

Remplazamos los valores para tener:

$$P \text{ nueva} = 20.0\text{L} \times 780\text{torr} \times 273.15\text{K} / 323.15\text{K} \times 75.0\text{L}$$

$$P \text{ nueva} = 175.8\text{torr}$$

TAREAS

1. Exponga y explique la Fórmula Combinada de los Gases.
2. ¿Cómo explicaría usted, que un cilindro de gas de cocina explote al incendiarse una vivienda? Utilice la Fórmula Combinada de los Gases.
3. Utilizando la Fórmula Combinada de los gases, resuelva el siguiente problema:
Un cierto gas se somete a una presión desconocida y el volumen cambia de 2.0 L. a 300mL y de una temperatura de 0°C a 200°C. si la presión inicial fue de 5.0atm. Determine esa presión desconocida.
4. Se bombea una muestra de gas desde un recipiente de 10.5L a 27°C de 760torr a otro recipiente de 2.5L a 55°C ¿Cuál será su presión final?
5. Cuando 2.8L de un gas ideal a 25°C y 1.2 atm de presión se calienta y se comprime simultáneamente a una temperatura de 77°C y a una presión de 2.3atm ¿Cuál es el volumen final del gas?
6. Cuando 2.65L de un gas ideal se encuentra a 25°C y 1.2atm de presión. Si se pasa a un nuevo recipiente de 1.5L a una temperatura de 72°C ¿Cuál será la nueva presión del gas?
7. Una muestra de gas ocupa un volumen de 14L a 27°C y 2atm de presión ¿Cuál es su volumen a una temperatura de 0°C y 1atm de presión?
8. Una muestra de un gas ideal ocupa un volumen de 69.3mL a 925torr y 18°C ¿Qué volumen ocupará el gas a 120°C y 720torr?
9. En condiciones TPN (0°C y 1Atm) un gas ocupa un volumen de 14 litros. ¿Cuál es el volumen a 92.4 °F y 29.4psi?
10. Dentro de un recipiente cilíndrico de 15 metros cúbicos se almacena 155 kilogramos de cloro gaseoso (Cl_2) a 30 grados Celsius. ¿Qué presión expresada en Pa, ejerce el cloro dentro del recipiente cuando la temperatura cambia a 95°C? Considere que una mol de gas ocupa 22.4L.

VIII. LA LEY DE LAS PRESIONES PARCIALES DE DALTON

Hasta ahora, hemos analizado las relaciones entre la presión, temperatura y volumen de una muestra de un gas puro. Sin embargo, las situaciones de la vida real involucran mezclas de gases. Por ejemplo, el aire que respiramos es una mezcla de gases, como también la emisión de gases de los automóviles. Durante una operación, el paciente respira una mezcla de gases que incluye nitrógeno, oxígeno y un agente anestésico como el halotano. Por ello necesitamos conocer alguna forma de trabajar con las presiones, volúmenes, y temperaturas de mezclas de gases.

A principios del siglo XIX, **John Dalton**, científico inglés, quien estaba profundamente interesado en la meteorología realizó una serie de experimentos con mezcla de gases, que lo llevó a formular la útil Ley de las Presiones Parciales de **Dalton** que a su tenor dice:

“Cada uno de los gases presentes en una mezcla de gases ejerce una presión parcial igual a la presión que ejercería como único gas presente en el mismo volumen. Entonces, la presión total de la mezcla es la suma de las presiones parciales de todos los gases.”

Esto quiere decir, que en un litro de una mezcla de gases Oxígeno, Nitrógeno, y Halotano, la presión de esta mezcla, será la suma de la presión que tiene un litro de Oxígeno, más la presión que tiene un litro de Nitrógeno, más la presión que tiene un litro de Halotano a la misma temperatura y el mismo volumen

Matemáticamente esta ley puede representarse como:

$$P_{\text{total}} = P_{\text{gas A}} + P_{\text{gas B}} + P_{\text{gas C}} \dots\dots\dots P_{\text{gas n}} \quad (34)$$

en donde P_{total} es igual a la presión de la mezcla y $P_{\text{gas A}}$, etc. son la presión parcial de cada gas constituyente de la mezcla por separado. Estas presiones pueden expresarse en cualquier unidad en que se mida la presión, con el cuidado que la sumatoria se dé entre unidades iguales de cada gas.

También es importante indicar, que todas las presiones involucradas, son afectadas por los otros parámetros (volumen y temperatura) tal como lo vaticina las leyes de los gases anteriormente tratadas (Leyes de **Boyle**, **Charles**, **Gay Lussac**).

La expresión de la Ley de **Dalton**, podría modificarse incluyéndole la expresión aplicable a los gases ideales $PV = nRT$ en donde n es la cantidad en moles del gas R (0.0821 litros x atm /K x mol) es la constante de los gases y T la temperatura en Kelvin.

Despejando la presión quedaría la expresión así: $P = nRT/V = dRT$ en donde d es la densidad del gas expresada en número de moles/Litro. De esta manera, a ley de Dalton quedaría expresada así:

$P_{total} = d_{gasA}RT + d_{gasB}RT + d_{gasC}RT \dots\dots d_{gasN}RT$, así tenemos que

$$P_{total} = RT(d_{gasA} + d_{gasB} + d_{gasC} + d_{gasN}) \quad (35)$$

Una vez especificada estos conceptos y aclaraciones, usted está listo para comprender la resolución de los siguientes ejemplos:

Práctica # 1:

Un envase de volumen variable contiene 1.0L de una mezcla de gases que está a 27 °C. La mezcla contiene tres gases, A, B, C, que tienen presiones parciales de 360, 250, 425torr respectivamente.

a- Calcule la presión total de la mezcla.

b- Si el gas A se separa en forma selectiva, calcular el volumen en litros en condiciones de TPN que ocuparían los gases restantes.

Solución:

a-Datos

Presión gas A = 360torr

Presión gas B = 250torr

Presión gas C = 425torr

Temperatura Inicial = 27°C.

Volumen Inicial = 1.0L.

Presión Inicial de la Mezcla = ?torr

Temperatura nueva (TPN) = 0°C

Presión nueva de la mezcla (TPN) = 760torr

V nuevo = ?L.

a- Transformemos las temperaturas que está expresada en grados Celsius a grados Kelvin, aplicando la fórmula # 3

$K = C + 273.15$

T inicial de la mezcla = 27°C = 300.15K

T nueva de la mezcla = 0°C = 273.15K

b- Ahora calcule la presión total inicial de la mezcla aplicando la fórmula # 33 de la Ley de las Presiones Parciales de Dalton.

$P_{total} = P_{gas A} + P_{gas B} + P_{gas C}$

Remplazando valores tenemos que:

$P_{total} \text{ de la mezcla} = 360\text{torr} + 250\text{torr} + 425\text{torr}$

$P_{total} \text{ de la mezcla} = 1035\text{torr}$

c- Si selectivamente se sacó de la mezcla el gas A cuya presión parcial es de 360torr entonces la mezcla resultante contiene los siguientes parámetros a una temperatura de

300.15 Kelvin, un volumen de 1 litro (recordar que por la característica de los gases el volumen de la mezcla restante se igualará a la mezcla inicial que es la del envase que la contiene) y una presión de 675torr (1035torr menos 360torr).

Ahora tenemos nuevos datos:

P total de la nueva mezcla = 675torr

T inicial de la nueva mezcla = 300.15K

Volumen inicial de la nueva mezcla = 1 litro

El enunciado entonces nos está pidiendo que calculemos el nuevo volumen que alcanzará la mezcla cuando se somete a TPN que es:

Temperatura nueva de 273.15K y Presión nueva de 760torr

c-Para resolver esta interrogante, entonces aplicamos la fórmula # 33 de la Fórmula combinada de los Gases, ya que tenemos que los tres principales parámetros de la mezcla del gas están variado.

$P \text{ nueva} \times V \text{ nuevo} / T \text{ nueva} = V \text{ inicial} \times P \text{ inicial} / T \text{ inicial}$

Despejando el V nuevo tenemos:

$V \text{ nuevo} = V \text{ inicial} \times P \text{ inicial} \times T \text{ nueva} / T \text{ inicial} \times P \text{ nueva}$

Remplazando los valores tenemos

V nuevo de la nueva mezcla es = $1.0 \text{ L} \times 675\text{torr} \times 273.15\text{K} / 300.15\text{K} \times 760\text{torr}$

V nuevo de la nueva mezcla = 0.81L.

Práctica # 2:

El volumen de cierto gas que se recolecta sobre agua es de 150mL a 30°C y 720torr. Calcule el volumen en mililitros del gas seco a TPN.

Solución:

a-Datos

V gas húmedo = 150mL (recordar que se recolecta sobre agua, así que hay vapor de agua involucrado)

T inicial = 30°C

P inicial total de la mezcla gas/vapor de agua = 720torr

V nuevo del gas seco = ? mL

P nueva = 760torr (TPN)

T nueva = 0°C (TPN)

b-Primero, transformamos las temperatura dada en grados Celsius a grados Kelvin aplicando la fórmula # 3:

$K = C + 273.15$

T inicial = 303.15K

T nueva = 273.15K

c-Para poder calcular el volumen del gas seco, tengo que determinar la presión del gas seco es decir sin vapor de agua, para lo cual aplico la fórmula # 34 sobre las presiones

parciales de Dalton. También tenemos que saber que la presión del vapor de agua a 303.15K es de 31.8torr (este dato puede extraerse de tablas que se encuentran en la literatura).

$P_{\text{total de la mezcla}} = P_{\text{del vapor de agua}} + P_{\text{del gas seco}}$

Despejamos entonces $P_{\text{del gas seco}}$:

$P_{\text{del gas seco}} = P_{\text{total de la mezcla}} - P_{\text{del vapor de agua}}$

Reemplazamos valores:

$P_{\text{del gas seco}} = 720\text{torr} - 31.8\text{torr}$

$P_{\text{del gas seco}} = 688.2\text{torr}$

d-Ahora que hemos calculado la presión del gas seco, entonces podemos calcular el volumen del gas seco a TPN, aplicando la fórmula combinada de las leyes de los gases (fórmula # 33) ya que todos los principales parámetros de la mezcla cambiaron:

$P_{\text{nueva}} \times V_{\text{nuevo}} / T_{\text{nueva}} = V_{\text{inicial}} \times P_{\text{inicial}} / T_{\text{inicial}}$

Despejamos ahora el V_{nuevo} :

$V_{\text{nuevo}} = V_{\text{inicial}} \times P_{\text{inicial}} \times T_{\text{nueva}} / T_{\text{inicial}} \times P_{\text{nueva}}$

Reemplazamos valores y tenemos

$V_{\text{nuevo}} = 150\text{mL} \times 688.2\text{torr} \times 273.15\text{K} / 303.15\text{K} \times 760\text{torr}$

$V_{\text{nuevo}} = 122.4\text{mL}$

TAREAS

1. Defina y explique correctamente la Ley de las Presiones Parciales de **Dalton**.
2. Aplicando la Ley de la Presiones Parciales de **Dalton**, y el concepto de presión visto en el Modulo N°4 explique por qué el olor predominante (el olor es producido por las moléculas gaseosas que llegan a los receptores de olor que hay en la nariz) de una mezcla de agua con alcohol es la del alcohol
3. Resuelva el siguiente problema aplicando la ley de los gases visto hasta ahora:
El volumen de un gas recolectado sobre agua, es de 175mL a 27°C y 635.0mmHg. Calcule el volumen en mililitros del gas seco a TPN. La presión del vapor de agua a 27°C es 26.7torr.
4. Un matraz de 10 litros que está a 125°C. contiene una mezcla de tres gases H_2 , O_2 , N_2 , que tienen presiones parciales de 100, 300, 400 mm Hg respectivamente.

- a-Calcule la presión total de la mezcla.
- b-Si el gas N_2 se separa en forma selectiva, y el volumen se reduce a 5 litros, calcule la presión de la mezcla resultante si la temperatura se reduce a 75°C (use una de las leyes de gases dadas para calcular este último punto).
5. Un matraz de 1.0 L. que está a 27°C . contiene una mezcla de tres gases A, B, C, que tienen presiones parciales de 360, 250, 425torr respectivamente.
- a-Calcule la presión total de la mezcla.
- b-Si el gas A se separa en forma selectiva, alterando el volumen del envase, calcule el volumen en litros en condiciones de TPN (presión 1 atm y temperatura de 0°C que ocuparían los gases restantes(use una de las leyes de gases dadas para calcular este último punto).
6. En una mezcla gaseosa a 20°C la presión parcial de los componentes son los siguientes.
- $H_2 = 230 \text{ mm Hg}$
 $CO = 180 \text{ mm Hg}$
 $CH_4 = 170 \text{ mm Hg}$
 $C_2H_2 = 185 \text{ mm Hg}$
- ¿Cuál es la presión total de la mezcla?
7. Los siguientes gases
- $Cl_2 = 0,05 \text{ moles}$
 $N_2 = 0,27 \text{ moles}$
 $V_1 = 6 \text{ Litros}$
 $T = 298^\circ\text{K}$
 $P = 1 \text{ atm}$
- Averiguar la presión de cada gas si ambos gases se mezclan manteniendo las condiciones de volumen, temperatura y presión constante ¿Cuál será la presión total de la mezcla? Trate ambos gases como gases ideales.
8. ¿Cuál es la presión total de una mezcla de gas que contiene He a 0.25 atm, Ne a 0.55 atm y Ar a 0.30 atm?
9. A 10 metros de profundidad, la presión parcial de cada componente del aire será:
- $P_{pO_2} = 0.42 \text{ atmósferas}$
 $P_{pN_2} = 1.58 \text{ atmósferas}$
- Calcule la presión total de la mezcla.
- 10- Calcule la presión total en Atm, ejercidos por una mezcla 0.8 moles de NH_3 1.2 moles de O_2 y 2 moles de Hidrogeno en un recipiente de 20 dm^3 y una temperatura de 47°C . Determine la presión parcial para cada gas. Considérelos gases ideales.

IX. LA LEY DE HENRY

Las soluciones formadas por líquidos y por sólidos no se ven afectadas en forma apreciable, por la presión. Sin embargo, las soluciones de gases en líquido si.

Lo anterior fue estudiado por **William Henry** (químico y físico inglés) entre finales del siglo XVIII y principio del XIX. Este llevó a cabo una serie de experimentos para determinar que tanto afectaba la presión a la solubilidad de los gases en un líquido.

Sus experimentos lo llevaron a formular lo que hoy se conoce en su honor como la Ley de **Henry**, la cual a su tenor dice:

“La solubilidad de un gas en un líquido, es directamente proporcional a la presión parcial del gas que está sobre el líquido.”

Esto quiere decir que si duplicamos, por ejemplo, la presión de un gas, la solubilidad de ese gas en el líquido respectivo también se duplicará. Por el contrario si se reduce a la mitad dicha presión, entonces la solubilidad se reducirá a la mitad y como resultado el gas se escapará del líquido.

Un ejemplo práctico de este fenómeno, se puede apreciar cuando destapamos una botella de gaseosa previamente agitada (para aumentar la presión interna) el exceso de dióxido de carbono (una gaseosa es una solución de dióxido de carbono en agua) sale violentamente en forma de espuma. Esto se debe a que cuando se destapa la botella, se reduce la presión violentamente y eso disminuye la solubilidad del dióxido de carbono (CO₂) en agua, ocasionando que el gas se salga de la solución.

La Ley de **Henry** se expresa:

$$\text{Solubilidad} = KP \quad (35)$$

en donde K es la constante de **Henry** y P es la presión parcial del gas.

El cuadro siguiente muestra la constante de **Henry** de varios gases tanto en agua como en benceno.

Constantes de la Ley de **Henry** para gases a 298 K, K/Torr

	agua	benceno
CH ₄	3,14 x 10 ⁵	4,27 x 10 ⁵
CO ₂	1,25 x 10 ⁶	8,57 x 10 ⁴
H ₂	5,34 x 10 ⁷	2,75 x 10 ⁶
N ₂	6,51 x 10 ⁷	1,79 x 10 ⁶
O ₂	3,30 x 10 ⁷	N/A

La Ley de **Henry** en realidad combina la Ley de las Presiones Parciales de **Dalton** que permite conocer las presiones parciales de los ingredientes para luego utilizar factores de proporcionalidad para calcular la solubilidad de los ingredientes. El factor de proporcionalidad aquí utilizado es:

$$P \text{ nueva} / P \text{ inicial} = S \text{ nueva} / S \text{ inicial} \quad (36)$$

Este factor va a ser multiplicado por la solubilidad inicial para obtener la nueva solubilidad, así se tiene la siguiente fórmula:

$$\text{Solubilidad nueva} = S \text{ inicial} \times P \text{ Parcial nueva} / P \text{ Parcial inicial}$$

Establecido los principios anteriores, puede entender la resolución de los siguientes problemas planteados:

Práctica # 1:

Calcule la solubilidad en g/l de cierto gas en agua a una presión parcial de 3.5atm. y una temperatura de 0°C . La solubilidad es 0.53 g/l a una presión total de 1.0atm y 0°C.

Solución:

a-Datos

Solubilidad nueva = ? g/L

Solubilidad inicial = 0.53 g/L

Presión nueva = 3.5atm

Temperatura = 0°C

Presión total de la disolución = 1.0atm

b- Aplicando la Ley de las Presiones Parciales de **Dalton** (fórmula #34) y sabiendo que la presión parcial del vapor de agua a 0°C es 0.0061atm., tenemos:

$P \text{ total} = P \text{ gas} + P \text{ agua}$.

despejando la $P \text{ gas}$:

$P \text{ gas} = P \text{ total} - P \text{ agua}$.

Reemplazando valores tenemos:

$P \text{ gas} = 1.0\text{atm} - 0.0061\text{atm}$

$P \text{ parcial inicial del gas} = 0.994\text{atm}$.

Ahora aplicamos la fórmula # 36

$\text{Solubilidad nueva} = S \text{ inicial} \times P \text{ Parcial nueva} / P \text{ Parcial inicial}$

Reemplazando valores tenemos

$\text{Solubilidad nueva} = 0.53\text{g/L} \times 3.5\text{atm} / 0.994\text{atm}$

$\text{Solubilidad nueva} = 1.87\text{g/L}$

Práctica # 2:

Calcule la solubilidad en g/L del gas dióxido de Carbono en agua a una presión parcial de 1.5atm y 5°C. La solubilidad del este gas es de 2.77g/L a una presión total de 1.0atm y 5°C. La presión parcial del agua a 5°C es de 0.0086atm.

Solución:

a-Datos

$P \text{ parcial inicial gas} = 1.5\text{atm}$

Temperatura = 5°C

Solubilidad inicial gas = 2.77g/L

Presión total de la solución = 1.0 atm

P parcial del agua a 5°C = 0.0086 atm

Solubilidad nueva del gas = ?g/L

b-Primero se debe calcular la Presión parcial inicial del gas aplicando la fórmula # 35 sobre las Presiones Parciales de Dalton:

$P_{\text{total}} = P_{\text{gas}} + P_{\text{agua}}$

despejando la P gas tenemos:

$P_{\text{gas}} = P_{\text{total}} - P_{\text{agua}}$

Reemplazando valores tenemos:

P parcial del dióxido de Carbono = 1.0 atm – 0.0086atm

P parcial del dióxido de Carbono = 0.9914atm

b-Ahora aplicamos la fórmula # 35 que es la Ley de Henry:

Solubilidad nueva = S inicial x P Parcial nueva / P Parcial inicial

Reemplazamos valores y tenemos:

Solubilidad nueva del Dióxido de Carbono = 2.77g/L x 1.5 atm/0.9914g/L

Solubilidad nueva del Dióxido de Carbono = 4.19g/L

TAREAS

1. Exponga y explique la Ley de Henry.
2. A la luz de la Ley de Henry, explique el hecho de que cuando se tapa la botella de soda, el burbujeo de la misma cesa.
3. Aplicando la Ley de Henry, resuelva el siguiente problema:
Calcule la solubilidad en g/L del gas oxígeno en agua a una presión parcial de 3.00atm y 5°C. La solubilidad del oxígeno en agua a 5°C es de 0.0607g/L y a una presión total de la solución de 1.00atm. La presión parcial del vapor de agua a 5°C es 0.0086atm.
4. Se puede considerar que las bebidas gaseosas son una disolución de CO₂ y agua. Para envasar las bebidas se utiliza un dispositivo que adiciona CO₂ a una presión parcial de 10atm a 0°C. Si la constante de Henry es de 0.7566 mol⁻¹ atm⁻¹ para el CO₂ a 0°C. ¿Cuánto CO₂ se disuelve en la bebida gaseosa?
5. A 25 °C, el N₂ se disuelve en agua según la Ley de Henry, con una constante de 7 x 10⁻⁵ mol⁻¹ atm⁻¹. Si la presión parcial de N₂ es 0.974 atm, ¿Cuál sería la cantidad de gas nitrógeno que se disuelve a esta presión?

X. APLICACIONES

Adaptación del cuerpo humano a las alturas:

En esta sección, evaluaremos algunos problemas cotidianos a la luz de las leyes de los gases tratadas en este folleto. Uno de esos casos sería los problemas de adaptación de las personas que habitualmente habitan al nivel del mar cuando se mueven a lugares considerablemente más alto. Este caso puede verse según la óptica de las presiones parciales de Dalton sobre la disolución del oxígeno en el plasma en personas que viven a diferentes altitudes. Tenemos que decir que el porcentaje de oxígeno y de nitrógeno de la atmósfera es constante, pero las presiones parciales de los gases varían con la altitud. A nivel del mar la presión atmosférica es de 760torr, y la suma de las presiones parciales de los otros gases sin contar al oxígeno es de 600torr, por tanto, la presión parcial del oxígeno es de 160torr. Por otra parte, a 1.6Kilómetros de altitud, que es la altitud de muchas ciudades que se encuentran en las montañas, como es el caso de La Paz, Bolivia y del Volcán Barú, la presión atmosférica aproximada es de 630torr y la suma de las presiones parciales de los otros gases es de 500torr, esto le da al oxígeno una presión parcial de 130torr.

El cuerpo humano necesita una determinada cantidad de oxígeno para los procesos metabólicos normales, sin importar cuál sea la altitud. La cantidad de oxígeno que transporta cada célula roja de la sangre depende del oxígeno disuelto en el plasma y esto a su vez depende de la presión parcial de éste. Así, a menor presión parcial de oxígeno, menos oxígeno se disuelve en sangre y menos oxígeno llega a cada célula. De esta manera, en altitudes muy grandes (en donde su presión parcial disminuye) necesitamos más células rojas para compensar la menor cantidad de oxígeno existente en sangre, por lo tanto el cuerpo comienza a producir más células rojas. Por ejemplo a nivel del mar la cantidad de células rojas es de 4.2millones por milímetro cúbico de sangre, mientras que a 1.6Kilómetros de altitud la cantidad es de 5.4millones por milímetro cúbico.

Lo anterior explica porque cuando los jugadores de fútbol panameños van a jugar a ciudad de México, deben irse con semanas de anticipación para darle tiempo al cuerpo que se adapte a las nuevas condiciones de falta de oxígeno y mientras esto ocurre se puede sentir cansancio y desgano.

Adaptación del cuerpo humano a las profundidades del mar:

Otro caso que merece la pena mencionar es la necesidad que hay de que los buzos de profundidad se descompriman al ascender, con el fin de evitar muertes por embolia. Esto se explica por el hecho de que el cuerpo humano tiene una serie de gases disueltos en la sangre como es el caso del oxígeno, nitrógeno y dióxido de carbono, que también son gases que componen el aire que respiramos. Cuando el buzo se sumerge (llevando

consigo un tanque con aire comprimido), la presión a la que está sometido su cuerpo aumenta por el peso del agua, esto hace que se disuelvan los gases en mayor cantidad en la sangre. Pero cuando el buzo comienza a ascender en forma rápida la presión comienza a disminuir de la misma manera y los gases disueltos comienzan a salir de la sangre violentamente, lo que origina que las arterias y venas colapsen por el aumento rápido de la presión interna y se desarrollan los derrames o embolias. Para evitar ésta consecuencia, se recomienda ascensiones controladas y lentas para hacer que los gases disueltos salgan poco a poco y no en forma abrupta.

Funcionamiento de las ollas de presión:

Las ollas de presión son un utensilio de mucha utilidad en la cocina de nuestras casas y en las fábricas. Su funcionamiento consiste en ir aumentando la presión interna (regulando que no sobrepase la resistencia de la olla) de manera que al aplicar la ley de Gay-Lussac, nos daremos cuenta que la temperatura de cocción también aumenta lo que acelera el ablandamiento de los alimentos. El aumento de la presión interna del envase, también obliga a que los nutrientes se mantengan en solución (Ley de Henry) y por lo tanto los alimentos conservan mejor su valor nutricional.

Cansancio de las personas con anemia:

Un tipo de anemia consiste en la reducción de la hemoglobina en sangre producto posiblemente de la mala nutrición o de la pobre asimilación del hierro ingerido. En vista de lo anterior, el cuerpo enfermo tiene una mala captación de oxígeno y por lo tanto las células tienen una baja provisión de este gas para los procesos de respiración celular. Su tratamiento en casos graves además de transfusiones sanguíneas, podría ser abastecer de oxígeno a una mayor presión, de manera que a la luz de la Ley de Henry este gas aumente su concentración en el plasma, facilitando su captación por la poca hemoglobina de que se dispone.

TAREAS

1. Exponga y explique con sus palabras los tres casos de aplicación plasmados en el folleto.
2. Cuando un buzo asciende en forma abrupta, se tiene la alternativa de utilizar una cámara de descompresión o hiperbárica. Según lo planteado en la teoría, ¿Cómo piensa usted que debe trabajar esta cámara, para ayudar a los buzos en problemas?

3. En base a lo planteado en el folleto, ¿Quién considera usted que tiene una mayor hemoglobina un habitante de Cerro Punta en Chiriquí o uno de la ciudad de David en Chiriquí y por qué? Sustente con datos.
4. Considere el caso de un paciente que tiene su capacidad pulmonar disminuida producto de daño mecánico, de edema pulmonar o daño de los alveolos. ¿Qué tratamiento recomendaría para que dicho paciente pueda tener actividades cotidianas en forma relativamente normal?
5. Considere el caso del gas licuado, ¿Cómo es eso que un gas se mueve como un líquido dentro del envase y al abrirse para cocinar sale un gas? ¿Qué ocurre?

BIBLIOGRAFÍA

1. *Brown, Lemay y Burten. Química*, la Ciencia Central. Editorial Pearson Prentice Hall, IX edición. México D.F. 2004.
2. *Daub w. y Seese w. Química*. Editorial Prentice Hall Hispanoamericana S.A VII edición. México D.F. 1996.
3. *Lugo y Schulman. Capacitación a Distancia, Acercar la Lejanía*. Editorial Magisterio del Río de la Plata. Buenos Aires. 1999.
4. *Reymond Chang. Química*. Editorial McGraw Hill IX edición. China. 2007

