

Folleto de apoyo al curso de Química 104, 170 y 171. I Semestre 2018.



UNIVERSIDAD DE PANAMÁ
CENTRO REGIONAL UNIVERSITARIO DE BOCAS DEL TORPO
FACULTAD DE CIENCIAS NATURALES
DEPARTAMENTO DE QUÍMICA

MÓDULO INSTRUCCIONAL DE QUÍMICA INORGÁNICA

ELABORADO POR Lic. Manuel Caballero 4-235-773.

PRIMER SEMESTRE, 2018.

CURSO DE SERVICIO: _____



Lic. En Química. Manuel Caballero . correo: mcaballero31771@gmail.com
<https://mcaballero.jimdo.com> Celular: 6655 1491

“La ciencia es la estética de la inteligencia”

MÓDULO 1

Contenido

Tema 1: La materia: su naturaleza y propiedades, sus cambios y su estructura básica.....	3
El Sistema Internacional de Unidades	7
Unidades Fundamentales del SI	7
Normas ortográficas de los símbolos de medición	8
Legislación sobre el uso del SI.....	9
Laboratorio N°1: La Medición	9
TEMA3: La notación Científica.....	14
ASIGNACIÓN 1	14
Asignación 2.....	14
Asignación 3.....	14
TEMA 4: EL REDONDEO.....	15
Aplicaciones del SI.....	15
Práctica	19
TEMA 5: PROPIEDADES FÍSICAS Y QUÍMICAS QUE NOS PERMITEN IDENTIFICARLA.....	22
Ensayo de Química.....	23
Nombre: _____ Cédula: _____ Fecha: _____.....	23
Cambios Químicos de la Materia	24
Azufre ardiendo	24
Reacción química	24
Laboratorio n° 3	25
TEMA5: CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA.	27
HOMOGÉNEAS HETEROGÉNEAS COMPUESTOS \Rightarrow ELEMENTOS ¡Error! Marcador no definido.	
Técnicas de Separación	29
Mezclas Heterogénea.....	29
Mezclas Homogéneas.....	29
Laboratorio n° : Técnicas de separación.....	30
Laboratorio n° 5: CONDUCTIVIDAD ELÉCTRICA	31
Análisis de Resultados.....	32

Tema 2: LA TEORÍA ATÓMICA	33
NÚMERO ATÓMICO, NÚMERO DE MASA E ISÓTOPOS	35
La configuración electrónica	36
Tema 3: LA TABLA PERIÓDICA	37
PROPIEDADES PERIÓDICAS	38
Tema 4: ENLACES QUÍMICOS	39
Estructuras de lewis	39
TIPOS DE ENLACES ATÓMICOS	40

Tema 1: La materia: su naturaleza y propiedades, sus cambios y su estructura básica.

Logre de Aprendizaje: Reconocer que la materia está formada por partículas indivisibles.

“La química es el estudio de la materia y de los cambios que experimenta.”

Aunque la química es una ciencia ancestral, sus fundamentos modernos se instituyen en el siglo XIX, cuando los avances tecnológicos e intelectuales permitieron a los científicos separar a las sustancias en los más pequeños componentes y , por consiguiente, explica muchas de sus características físicas y químicas.

Tres logros principales en este siglo nos han permitido prevenir y tratar las enfermedades: las medidas de salud pública que establecen los sistemas de salud para proteger de enfermedades infecciosas a una enorme cantidad de gente; la cirugía con anestesia, que permite a los médicos curar casos potenciales fatales, como una apendicitis; y tercero, la introducción de vacunas y antibióticos que hacen posible prevenir la diseminación de enfermedades microbianas. La terapia génica promete ser la cuarta revolución en la medicina.

Para iniciar esta lección definiremos Química como “la rama de la ciencia que se dedica a estudiar la composición, propiedades y estructura interna de la materia y las formas como las sustancias sufren cambios de una manera u otra”.

Pues, la química no se limita a los laboratorios, sino a su amplio campo de aplicación como por ejemplo en la Agricultura, Industria, La medicina, y otras actividades del ser humano, ya que se requiere de productos químicos elaborados para obtener un rendimiento y mejorías en la salud.

De esta manera, identificaremos las diferentes áreas en que se subdivide la química.

- a- Química General: Se refiere a los principios fundamentales de la química, las propiedades físicas y químicas, las leyes fundamentales de la química.
- b- Química Orgánica: se relaciona principalmente con el estudio de los compuestos que tienen en su estructura al carbono.

- c- Química Inorgánica: estudia todos los elementos y compuestos que no tienen las propiedades de los compuestos orgánicos.
- d- Química Analítica: se encarga de los análisis cualitativos y cuantitativos de las sustancias en general.
- e- Físico-química: se refiere a las causas de una reacción química y cuál es la energía total de la reacción.
- f- Bioquímica: estudia los procesos biológicos como la utilidad de los alimentos para producir energía y la importancia del oxígeno en el metabolismo celular.

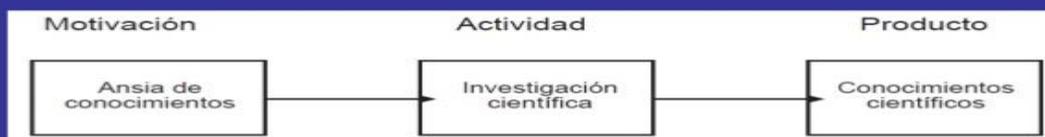
Actualmente, conocemos que la química ocupa un sitio elevado como ciencia y la tecnología contribuye a su desarrollo a través de la curiosidad, necesidad, especulación, la observación y la experimentación.

Tarea 1: Realice un Cuadro sinóptico sobre las ramas de la Química y la diferencia entre los sistemas de medición Internacional versus el inglés.

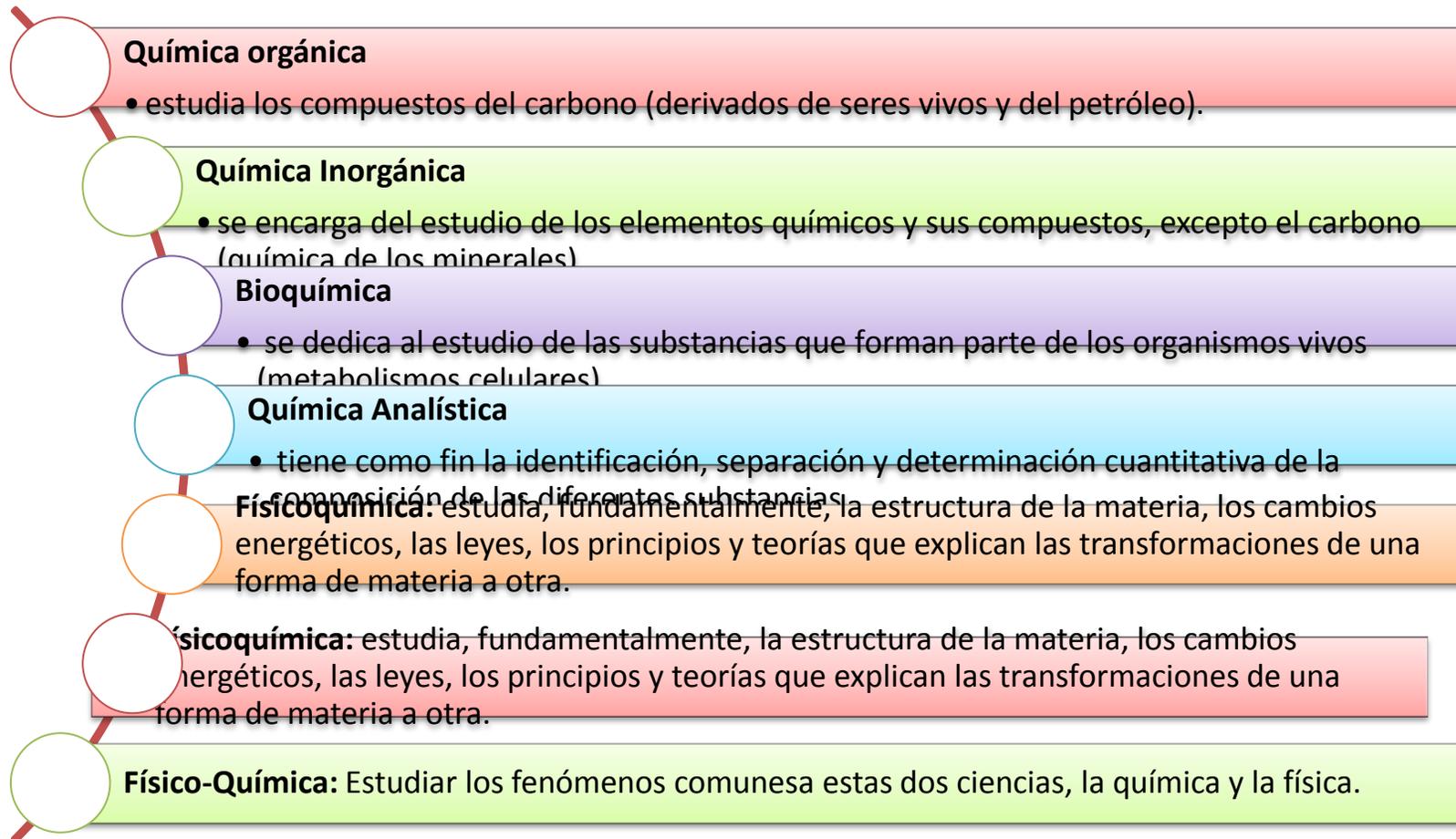


El campo de la ciencia

- La actividad humana referida al conocer y comprender (la investigación científica) y su producto resultante (el conocimiento científico), es lo que llamamos ciencia



Estudio de las ramas de la Qm.



Antiguamente, el hombre fue nómada, luego descubre el fuego y se convierte en sedentario para utilizar sus conocimientos alcanzados. Pueblos que contribuyeron son los chinos (pólvora), Griegos y Egipcios (Khemeia), árabes, alquimistas creían en la reacciones; la yatroquímica la desarrolló Paracelso con fines médicos (curandero); teoría del flogisto dice que todo material combustible es rico en flogisto, el cual se pierde cuando ocurre la combustión del material; teoría basada en la idea de que cuando un cuerpo ardía "algo" se escapaba. De esta manera, evolucionó la química y se va a considerar como ciencia posteriormente.

La química moderna y Contemporánea

Inicia con Antonio Lavoisier quien derrumba la teoría del flogisto al calentar el mercurio con oxígeno quedando cenizas, al pesarlos la masa era igual, lo que permite establecer la siguiente ley: La materia no se crea ni se destruye, solamente se transforma.

Posteriormente, experimentos para descubrir la forma del átomo y sus partes internas, la clasificación de los elementos y utilidad de los elementos son los aportes que cada día van sumándose al concepto de química. Compararlo con el mapa conceptual o cuadro sinóptico y conclusiones.

Para el estudio de este curso requerimos de un enfoque sistemático para adquirir los nuevos conocimientos y está constituido por el "método científico". El mismo tiene los siguientes pasos como la observación, hipótesis, experimentación, teoría y ley.

Conceptos Fundamentales de la Química.

Materia es todo lo que ocupa espacio y tiene masa.

Inercia es la tendencia de los cuerpos a permanecer en el estado en que se encuentran, sea en reposo o en movimiento.

Masa es la cantidad de materia que posee un cuerpo y se calcula como $M = \text{volumen} \times \text{densidad}$.

Peso es la medida de la fuerza de atracción que ejerce la tierra sobre los cuerpos. Sus unidades son gr, Kg, lb y Newton.

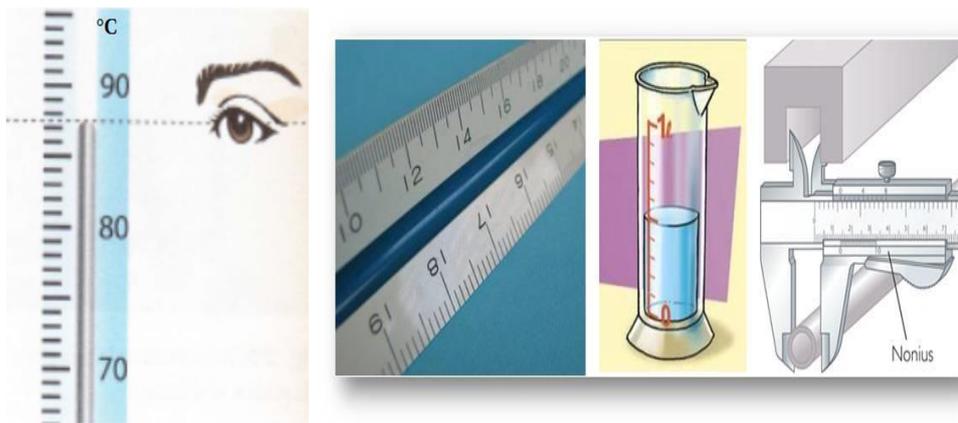
Volumen es el espacio ocupado por un cuerpo. Se mide en m^3 , dm³ o cm³.

Densidad es la masa por unidad de volumen. Se calcula $d = m/v$ y sus unidades son gr/mL y Kg/L.

Energía es la capacidad que tiene un cuerpo para realizar un trabajo. Depende si es cinética ya que depende del movimiento del cuerpo o potencial si depende de su posición.

Calor es una forma de energía y se mide en calorías.

Temperatura es la medida de la cantidad de calor. $^{\circ}F = 1.8^{\circ}C + 32$; $^{\circ}C = 5/9(^{\circ}F - 32)$; $^{\circ}K = ^{\circ}C + 273$



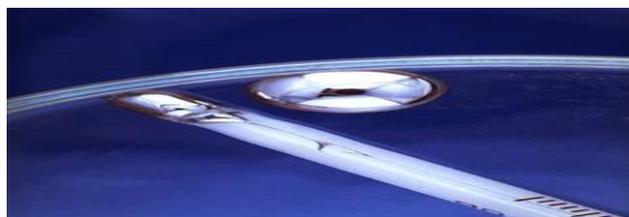
El Sistema Internacional de Unidades

El **Sistema Internacional de Unidades (SI)** es un sistema de aplicación universal adoptado en la XI Conferencia General de Pesos y Medidas, celebrada el 14 de octubre de 1969 en París (Francia). Es el sistema más apropiado para la expresión de magnitudes científicas (físicas, químicas..). Se basa en siete unidades fundamentales. Algunas de las medidas han sido redefinidas, ya que, con el paso del tiempo, los métodos de medida se han hecho más precisos.

Para realizar los trabajos científicos se requiere de especificar las unidades de medidas y por ello usaremos las unidades del sistema métrico decimal. Para la longitud: el metro, el volumen está el litro o dm^3 y para la masa, el gramo.

Unidades Fundamentales del SI

- a- Unidad de Longitud, el metro, m.
- b- Unidad de Masa, el kilogramo, kg .
- c- Unidad de Tiempo, el segundo, s.
- d- Unidad de Temperatura, el Kelvin, k.
- e- Unidad de cantidad de sustancia o materia, el mol.
- f- Unidad de intensidad luminosa, candela, cd.
- g- Unidad de corriente eléctrica, amperio, A.



Termómetro de mercurio

El mercurio es un elemento metálico que se utiliza en termómetros (como se muestra en la fotografía) y en barómetros. En un termómetro de mercurio, un cambio de temperatura se mide a partir de la longitud de una columna de mercurio en un capilar de vidrio.

SISTEMA BRITANICO DE UNIDADES

Magnitud	Unidad	Símbolo	Factor de conversión	Unidad resultante
Longitud	Pulgada	in	2.54	cm
Longitud	Pie	ft	0.3048	m
Longitud	Milla	mile	1.60934	km
Masa	Libra	lb	0.453592	kg
Masa	Onza	oz	28.3495	g
Volumen	Galón	gl	3.78541	l

Prefijos de las fracciones decimales y los múltiplos de las unidades SI.

PREFIJO	SÍMBOLO	FACTOR MULTIPLICADOR
Yotta	Y	10^{24}
Zetta	Z	10^{21}
Exa	E	10^{18}
Peta	P	10^{15}
Tera	T	10^{12}
Giga	G	10^9
Mega	M	10^6
Kilo	k	10^3
Hecto	h	10^2
Deca	da	10^1
		10^0
Deci	d	10^{-1}
Centi	c	10^{-2}
Mili	m	10^{-3}
Micro	μ	10^{-6}
Nano	n	10^{-9}
Pico	p	10^{-12}
Fento	f	10^{-15}
Atto	a	10^{-18}
Zetto	y	10^{-21}
Yotto	z	10^{-24}

Normas ortográficas de los símbolos de medición

Los símbolos de las unidades no deben tratarse como abreviaturas, por lo que se deben escribir siempre tal cual como están definidas; por ejemplo, se colocará **m** para metro y **A** para ampere o amperio.

Deben usarse preferentemente los símbolos y no los nombres: **kg** y no kilogramo, o **khz** y no kilohertzio o kilohertzio. Ni uno ni los otros deben pluralizarse, de resultar imprescindible, se dirá kilohertz y no kilohertzs.

Pueden utilizarse las denominaciones castellanizadas de uso habitual, siempre que estén reconocidas por la Real Academia Española, por ejemplo, **amperio** en vez de ampere; **culombio** en vez de coulomb, **faradio** en vez de Faraday, **voltio** en vez de volt, **vatio** en vez de Watt, etc.; pero es preferible evitarlos en pro de la precisión científica y de la uniformidad internacional.

Los símbolos no cambian cuando se tratan de varias unidades, es decir, no debe añadirse una “s”. Tampoco debe situarse un punto (.) a continuación de un símbolo, salvo cuando el símbolo se encuentra al final de una frase. Por lo tanto, es incorrecto escribir, por ejemplo, el símbolo de kilogramos como “Kg” con mayúscula; “kgs” pluralizado; o “kg.” con el punto de abreviatura. Esto se debe a que se quiere evitar que haya malas interpretaciones, por ejemplo: “Kg”, podría entenderse como Kelvin-gramo, ya que “K” es el símbolo de la unidad de temperatura Kelvin. Por otra parte, ésta última se escribe sin el símbolo de grados (°), pues su nombre correcto no es grados Kelvin (°K), sino sólo Kelvin (K).

El símbolo de segundos es **s**, en minúscula y sin punto posterior, y no seg o segs. Los amperios no deben abreviarse como Amp., ya que su símbolo es **A**, mayúscula y sin punto. El metro se simboliza con **m**, no mt, ni mts.

Legislación sobre el uso del SI:

El SI puede ser usado legalmente en cualquier país del mundo, incluso en aquellos que no lo han implantado. En otros muchos países su uso es obligatorio. En los países que utilizan todavía otros sistemas de unidades de medidas, como los Estados Unidos y el Reino Unido, se acostumbra a indicar las unidades del SI junto a las propias, a efectos de conversión de unidades.

El SI fue adoptado por la Undécima Conferencia General de Pesos y Medidas (CGPM o Conférence Générale des Poids et Mesures) en 1960.

Para realizar el trabajo escrito consulte las reglas APA actualizadas.

<http://www.mundonets.com/normas-apa/>

Laboratorio N°1: La Medición,

1- TÍTULO: LA MEDICIÓN.

2- Logro de Aprendizaje: Conocer el funcionamiento de los instrumentos de medidas en el laboratorio y su aplicación.

3- **Introducción:** Mediante una observación cuidadosa de los instrumentos de laboratorios reconoceremos el funcionamiento y aplicación de los mismos en determinaciones como en la medición de masa, longitud, tiempo, temperatura, volumen y densidad.

4- **Marco Teórico:**.....(Copie Parafraseando de las fuentes bibliográficas) y las adicione en administrar fuentes.

Puedo señalar que en consulta con la web, encontré que “ El calor es la energía total del movimiento molecular en una sustancia, mientras temperatura es una medida de la energía molecular media. El calor depende de la velocidad de las partículas, su número, su tamaño y su tipo. La temperatura no depende del tamaño, del número o del tipo. Por ejemplo, la temperatura de un vaso pequeño de agua puede ser la misma que la temperatura de un cubo de agua, pero el cubo tiene más calor porque tiene más agua y por lo tanto más energía térmica total” tal como se señala en el siguiente link http://legacy.spitzer.caltech.edu/espanol/edu/thermal/differ_sp_06sep01.html

5- Materiales y Reactivos: Balanza granataria o analítica, termómetros, vasos químicos, corchos, pipetas, buretas, volumétricos, mecheros de alcohol, trípodes, malla de asbesto, cronómetros y probetas, cinta métrica, metro, regla, silla. Papel toalla, Agua, alcohol, Jabón.

6- Procedimiento:

a-En primer lugar, observe la balanza. Anote su marca, escalas de medidas y registre la masa de por lo menos tres objetos que este a su disposición. Calibre la balanza antes de cualquier medida. Registre la masa en gramo de 10 objetos que este a su alcance. Compare las balanzas y qué ventajas tiene cada una. Convierta a mg, libra, kg y onzas, los datos registrados. Use balanza de 500 g y 6200 g



Qué lectura

presenta esta balanza: _____, transforme a g, mg, lb, onzas..

Anote la masa da cada compañero y lo transforma a las unidades antes en mención.

b-Para medir volúmenes se utiliza la pipeta, la bureta, la pipeta, vaso químico y otros. Anote las escalas de medidas de cada uno de ellos y practique el menisco para 8, 15, 30, 75 y 100 ml. Siga las instrucciones del docente y anote los volúmenes de recipientes como botella de soda en lata, jugos y de agua. Verifique si la probeta con los volumétricos son iguales en capacidad, 100 cc, 250 cc, 500 cc y 1000 cc.



c-Para determinar la temperatura utilice un termómetro. Antes observe las escalas y calibración del termómetro. Registre la temperatura del agua fría, ambiente y caliente. Recuerde calentar el agua unos cinco minutos antes de colocar el termómetro. Convierta estas temperaturas a las escalas no indicadas. Mida la temperatura ambiente permaneciendo 5 minutos afuera con el termómetro. Anote la temperatura de este termómetro: _____ y transforme a las demás escalas termométricas. Qué diferencia hay entre ambos termómetros?

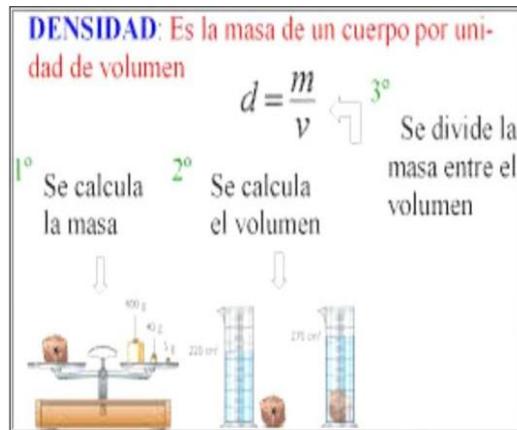


d-Utilice un metro o cinta métrica para identificar las unidades de medidas y diga cuál es la medida más pequeña que se puede realizar con el mismo. Que otros instrumentos se utilizan para medir distancias. Anótelos. Cinta métrica, regla. Anote las unidades de medida presentes en estos instrumentos. Realice la medida en cm, pulgadas y pies, luego convierta a m, yarda, dm.



e-Determine la densidad de un objeto sólido (una roca o corcho). Coloque 50 ml de agua en la probeta y pese la roca o corcho para luego introducirla en la probeta. Anote el volumen desplazado y realice el cálculo con la siguiente fórmula: $D = \text{masa} / \text{volumen desplazado}$. $D = g / l$

Sustancia	Densidad en kg/m ³	Densidad en g/c.c.
Agua	1000	1
Agua con Sal	1047	1.04
Gasolina	680	0,68
Hielo	920	0.9
Alcohol	780	0.7
Mercurio	13600	13,6
Sangre	1480-1600	1.4-1.6
Aire	1,3	0,0013
Butano	2,6	0,026
Dióxido de carbono	1,8	0,018
Aceite	920	0.92



g- Corriente eléctrica, en casa: L1: _____, L2: _____, L3: _____...



h- Tiempo, reloj o un cronometro, calcule los segundos que hay en tres horas de laboratorio en que se trabaja para realizar una experiencia. Qué lectura hay en el reloj dado: _____



7- **Resultados:** Tabule y presente los cálculos.

8- **Análisis de resultados:** Discuta y escriba el porqué de los resultados.

9- **Conclusiones,** afirmaciones o aprendizajes de la experiencia.

10- **Bibliografía.** Autor, año, título, edición, editora, país y páginas.

Nota: Se entrega el informe 8 días después para su evaluación y ejercicio

La ciencia en estilos de vida actual

Una de las funciones de la medicina es conservar la salud de las personas. Es por eso que la ciencia actual se ha preocupado por tener equipos que faciliten diagnósticos y con ese motivo las investigaciones de la física se han puesto al servicio de la salud.



TEMA3: La notación Científica

Logro de Aprendizaje: Escribir cantidades reales a notación científica aplicando sus principios en operaciones básicas matemáticas.

Definida como la representación de una cantidad real positiva en términos de una base y una potencia 10. Su Principios es $1 < NC < 10$.

Para escribir un número entero o decimal te sugiero lo siguiente:

Ejemplo: 5 0 0 \rightarrow 5×10^2 indica a partir del punto decimal se recorre dos dígitos a la izq.

PRATICA1: Escriba en notación Científica las siguientes cantidades:

15, 150, 1 500, 150 000, 1 500 000

ASIGNACIÓN 1 Valor: 10 pts

10 = 100 = 1 00 000 = 2 500 =
124 000 = 235 000 000 = 450 340 000 =
690 000 000 000 000 = 8 500 000 000 000 000 =
220000000 =

Para escribir un decimal a notación científica se corre el punto decimal a la derecha del primer número.

Ejemplo: 0, 0 0 5 43 = $5, 43 \times 10^3$ y así cumples con el principio.

PRACTICA2: Convierta a notación científica las siguientes cantidades:

0,2 = 0,34 = 0,00546 =
0,83357 = 0, 00000000005478 = 0,000000052 =
0.000305 =
0,00014

Asignación 2 Valor: 10 pts

0,1 0,01 0,002 0,0035
0, 000 4 0, 000 05 0,000 006
0, 000 000 7 0, 000 000 8 0, 000 000 69

Con exponentes positivos se corre el punto decimal hacia la derecha tantas veces indique el exponente y con exponente negativo se corre hacia la izquierda. Veamos:

$$4, 67 \times 10^{-3} = 0, 00467$$
$$2, 53 \times 10^6 = 2 530 000$$

PRATICA3: De notación Científica a numeración real

3×10^4 $0,5 \times 10^{-3}$ $3,5 \times 10^2$
 $0,53 \times 10^{-2}$ 8×10^{-1} $1,2 \times 10^5$

Asignación 3 Valor: 10 pts Expréselo en decimal o enteros

1×10^2 _____ $4,5 \times 10^6$ _____
 $3,0 \times 10^{-7}$ _____ 45×10^{-7} _____

$0,35 \times 10^7$	_____	$0,205 \times 10^{-5}$	_____
$3,7334 \times 10^{-3}$	_____	5×10^9	_____
$5,25 \times 10^{-2}$	_____	$0,0029 \times 10^8$	_____

Indique si está correcto en N C cada ejemplo dado anteriormente.

PRACTICA4: Escriba en **notación Científica los siguientes Números:**

200	0,35
25 000	0,000057
5 890 000	0,023
707 000 000	0,00303
300 000 000	0,12345

TEMA 4: EL REDONDEO.

Reglas para redondear números Todo número mayor que cinco redondea al anterior.

Ejemplo: 2357 = 236

- Todo número menor que cinco no cambia. Ejemplo 2325 = 232
- Cinco redondea a impar y no a par. Ejemplo 24,35 = 24,4

$$46,85 = 46,8$$

Aplicaciones del SI.

Indicador de Logro: Reconocer la importancia del Sistema Internacional de Medidas.

Equivalencias de longitud

- 1 m = 100 cm 1 yarda = 3 pies 1 m = 1000 mm 1 decímetro = 10 cm
- 1 m = 10 dm 1 m = 3,28 ft 1 ft = 12 pulgadas 1 pulgada = 2,54 cm
- 1 cm = 10 mm 1 km = 1000 m

Equivalencia de Masa.

- 1 lb = 454 g 1 lb = 16 oz 1 onza = 28 g
- 1 kg = 2,2 lb 1 kg = 1000 g 1 tonelada = 2000 lb

Instrumentos usados: balanza digital, precisión, analítica, Machete, romana industrial...

Unidades de tiempo

- Segundos, minutos, hora, días, semanas, meses, años, quinquenios, década, siglo y milenio.

- Equivalencias: 60s= 1 minuto, 60min= 1h, 24h= 1 día, 7día= 1 semana, 30 días= 1 mes, 12 meses= 1 año, 100 años= 1 siglo, 1000años= 1 milenio.

Medidas de Temperatura

Establezca la diferencia entre temperatura y calor.

Fórmulas para transformar temperaturas son $^{\circ}\text{F} = 9/5 (^{\circ}\text{C}) + 32$

$$^{\circ}\text{C} = 5/9 (^{\circ}\text{F} - 32) \quad \text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273 \quad ^{\circ}\text{R} = 9/5(^{\circ}\text{C})$$

Asignación 4: Múltiplos y submúltiplos de MASA, longitud y tiempo. (I, SO, LDB)

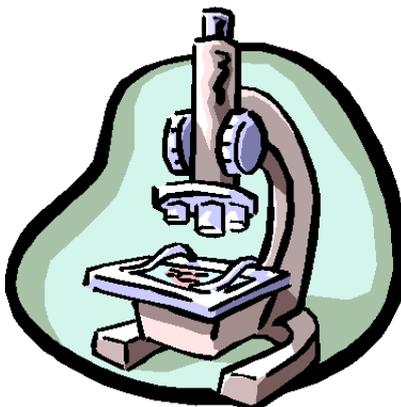
En esta oportunidad quiero que escribas los múltiplos y submúltiplos de longitud y sus equivalencias. Entregue al docente. Escriba los enunciados para sumar y restar números en notación científica, en la multiplicación, división, potencia y radicación. Valor 20 puntos.

Presente 5 problemas de cada operación.

Laboratorio de química #2

Introducción:

El presente año, en el realizó una medición de volumen de una roca. Se experimento para observar líquidos en una probeta para denso.



laboratorio de química se densidad, masa y realizó también un la densidad de varios determinar cuál era más

Marco Teórico:

Masa: definimos la masa de un cuerpo como la cantidad de materia que hay en él. La masa de un objeto es una cantidad invariable, independiente de la posición del objeto. La masa de un objeto se puede medir en una balanza al compararla, con otras masas conocidas.

Volumen: cantidad de espacio que ocupa la materia.

Densidad: es la relación de la masa de una sustancia con el volumen ocupado por esa masa; es la masa por unidad de volumen y se expresa con la ecuación

$$\text{Densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}$$

La densidad es una característica física de una sustancia que puede ayudar para su identificación. Cuando se da la densidad de un sólido o un líquido la masa se expresa usualmente en gramos y el volumen en mililitros o centímetros cúbicos.

Procedimiento

Para determinar la densidad de una roca:

Se limpió la roca.

Se midió la masa de la roca en la balanza.

Se llenó una probeta con 150.0ml de agua.

Se determinó el volumen de la roca al colocarla en la probeta.

Con los valores de masa y volumen se encontró la densidad de la roca

Densidad

Se agregó agua en una probeta.

Se agregó aceite en la misma probeta.

Se agregó alcohol en la misma probeta.

Se agregó desinfectante en la misma probeta.

Se agitó la muestra.

Observaciones y Resultados:

Tabla # 1:

Densidad de la Roca

Valores	Resultados	Observaciones
Roca	Masa = 9.00g Volumen Inicial = 150.0ml Volumen Final = 154.5ml Volumen de Roca = 4.5ml Densidad de Roca = 2.0g/ml	El nivel del agua no subió tanto a pesar de la masa de la roca.

Tabla # 2:

Densidad de Líquidos

Muestras	Resultados	Observaciones
Aceite	El menos denso	Se fue directo hacia arriba.
Agua	Le sigue al aceite su densidad es de 1.000g/ml	Quedo abajo del aceite.
Alcohol	El tercero es el alcohol	Quedo abajo del agua y arriba del detergente.
Detergente	Es el cuarto	Quedo arriba del shampoo y abajo del alcohol.
Shampoo	Es el más denso	Se fue hacia el fondo.

Tabla # 3:
Equipo de Laboratorio

Equipo	Utilidad
	La balanza sirve para determinar la masa de cualquier objeto.
	La probeta sirve para determinar el volumen de cualquier objeto o también para verter cualquier líquido y observar cosas.
	La piceta sirve para verter líquidos con más precisión.

Discusión:

Para determinar la densidad de la roca no se tomó en cuenta la temperatura del laboratorio. La masa de la roca se determinó con una balanza. Se colocó la roca en la balanza y se determinó que su masa es de 9.00g. Luego se vertió 150.0ml de agua en una probeta para determinar el volumen. Después de colocar la roca en la probeta el agua subió a 154.5ml y se determinó que el volumen de la roca es de 4.5ml de agua. Se observó que la escala de la probeta tiene más error que la escala de la balanza. Luego con los valores determinados de masa y volumen se determinó que la densidad de la roca es de 2.0g/ml.

Se vertieron varios líquidos en una probeta para observar sus densidades. Primero se vertió agua, luego el aceite y se observó que el aceite se quedó arriba del agua y por lo tanto el aceite es menos denso que el agua. Después alcohol y este pasó el aceite y se mezcló con el agua, el alcohol es más denso que el aceite y es parecida su densidad con la del agua. Luego se vertió shampoo y se observó que este paso el aceite y el agua y se fue hasta abajo y por lo tanto es el líquido más denso de los observados. Luego se vertió detergente y se mezcló con el agua y alcohol porque tienen densidades parecidas.

La balanza sirve para determinar la masa de un objeto. El objeto a medir se coloca en el platillo y se mide viendo que el brazo de la balanza quede a la altura del cero calibrador. La probeta es un aparato para colocar líquidos u otros objetos. La escala de una probeta tiene más error que la de una balanza ya que es más chiquita. La botella aforadora sirve para verter líquidos más precisamente y en el laboratorio se utilizó para verter más precisamente 150.0ml de agua en la probeta.

Conclusiones:

La masa de la roca fue de 9.00g. El volumen fue de 4.5ml. La densidad fue de 2.0g/ml.

El líquido más denso es el shampoo. Luego el agua, el alcohol y el detergente que tienen densidades parecidas y el aceite es el líquido menos denso de todos.

Bibliografía:

- Hein, M. FUNDAMENTOS DE QUIMICA. Décima Edición. Internacional Thomson Editores. México (2001). P. 12 y 34

<http://html.rincondelvago.com/densidad-de-liquidos-y-solidos.html>

Práctica Formativa individual

- 1- cuántos gramos son 50 kg?
- 2- Cuántos metros son 15,6 hm?
- 3- Cuántos miligramos son 328 g de nitrógeno?
- 4- Cuántos kilogramos son 322 g de oxígeno?
- 5- Cuántos micrómetros son 23,3 angstroms?
- 6- Cuántos litros hay en 203 m³ de agua. (1m³ = 1 000 l = 1 000 dm³)
- 7- Convierta 120k en grados Celsius.?
- 8- A cuántos Fahrenheit corresponden 273k?
- 9- Expresar en unidades kelvin -40°C.
- 10- La temperatura del cuerpo humano es 37°C, cuánto es en °F?

Recuerda que :

$$^{\circ}\text{C} = 5/9 (^{\circ}\text{F} - 32)$$

$$^{\circ}\text{F} = 9/5^{\circ}\text{C} + 32$$

$$\text{k} = ^{\circ}\text{C} + 273$$

FACULTAD DE _____

TALLER 1 DE QUÍMICA _____.

Nombre: _____ Fecha: _____

- 1- Convierta a metros, las siguientes medidas: a- 3,5 km; b- 3458 cm; c- 3,64dm y d- 5,25 hm.
- 2- Convierta 250 cm a mm, m y dm.
- 3- Convierta $3,15^{\circ}\text{A}$ en picómetros y 45 pm a nm.
- 4- Convierta a gramos: 1,7 kg 65 mg y 120 microgramos.
- 5- Convierta a m^2 las siguientes medidas: 2 cm^2 , 3 pm^2 , 2 mm^2 , 6 nm^2 y micrometro².
- 6- Calcule el n° de cm^3 en : 1 kiloLitro, 3 dm^3 y 5 m^3 .
- 7- Calcular la densidad del alcohol etílico si 800 ml pesan 640 g.
- 8- Exprese en notación científica las siguientes cantidades: 428 pm, 8,92 microamperio, 123Gg y 12,1ns.
- 9- La temperatura en $^{\circ}\text{F}$ es de 1200, conviértalos a $^{\circ}\text{C}$ y K.
- 10- Cuántas pulgadas hay en 25m.
- 11- Convierta 0,000 000 000 005 s a ps.
- 12- 0,00000 451 s a microsegundos y
- 13- 0,000 001 50030 s en ns.
- 14- 16 Gb a kilo y Terabite.
- 15- 6 200 g a libras, kg y onzas.
- 16- Qué unidades y escalas observó en la cinta métrica?
- 17- Qué diferencia hay entre propiedades físicas y químicas?
- 18- Quiénes descubrieron las partes del átomo?
- 19- Escriba 5 propiedades de la tabla periódica?
- 20- Escriba cinco ramas de la Química?

Taller2: Nombre: _____

Pasar 50 kg a gramos, decigramos, centigramos y miligramos

Pasar 408 mg a dg, microgramos y decagramos.

Convierta 0,5 quintales a libras, decagramos y kilogramos.

5 kg, 5 hm y 7 dag, 3 g, 2 cg y 3 mg

$25.56\text{ dag} + 526.9\text{ dg}$

$53\ 600\text{ mg} + 9\ 830\text{ cg}$ y $1.83\text{ hg} + 9.7\text{ dag} + 3\ 700\text{ cg} =$

Para que realices las siguientes conversiones requieres escribir las fórmulas:

Transforme 50°C , 100°C y 375°C a $^{\circ}\text{F}$, K y $^{\circ}\text{R}$

La temperatura de una persona es de 25°C , páselo a $^{\circ}\text{f}$ y $^{\circ}\text{R}$.

Convierta a ml, microlitros, Centilitros y Litros, 50Hectolitros.

La distancia de Changuinola a Punta Peña es de 90 km, convierta a metros, hectómetros, decámetros y megámetros,

Determine el volumen en metros cúbicos, si el salón tiene las siguientes medidas: altura de 9 pies, 6 metros de ancho y 5 yardas de largo.

Lic. En Química. Manuel Caballero . correo: mcaballero31771@gmail.com

<https://mcaballero.jimdo.com> Celular: 6655-1491

- **Por qué toda persona que estudia para trabajar con humanos requiere de saber realizar mediciones correctamente?**
- **Qué aprendizaje adquiere al terminar el laboratorio de medición y talleres de conversiones.**
- **Qué relación hay entre medición y las ciencias aplicadas como la biología, salud ocupacional, matemáticas y enfermería?**

TEMA 5: PROPIEDADES FÍSICAS Y QUÍMICAS QUE NOS PERMITEN IDENTIFICARLA.

Indicador de Logro: Diferencia entre las propiedades físicas y Químicas de la materia.

Muchas de las propiedades físicas de las sustancias podemos observarlas por medio de nuestros sentidos simplemente: por ejemplo el olor, color, la densidad y la gravedad específica, el punto de fusión, de ebullición.

Otras propiedades tenemos como la **volatilidad**, tendencia de los líquidos a evaporarse y se mide por medio de la presión de vapor. **La solubilidad** es otra propiedad física y es la capacidad de una sustancia para disolver en agua o en otro solvente. La **dureza**, capacidad de una sustancia para rayar a otra. **La conductibilidad eléctrica y térmica, la maleabilidad** (capacidad de una sustancia para ser convertida en láminas delgadas) **y la ductilidad** (capacidad para ser convertida en hilos muy finos).

En síntesis, podemos definir las **propiedades físicas** como aquellas que pueden ser descritas sin mencionar la posibilidad de cambiar el material en otros materiales.

Se llama **densidad** a la masa de una unidad de volumen de cualquier material y se determina matemáticamente así: $D = m / v$.

La gravedad específica es la razón entre la densidad de una sustancia y la densidad de otra sustancia que se toma como punto de comparación.

Al estudiar un sistema o describir una sustancia, es de gran importancia el estado físico. Generalmente lo describimos como sólido, líquido o gaseoso, el estado en que se encuentra una sustancia depende principalmente de su temperatura, y ésta es una medida de la energía cinética: cuanto mayor es la energía cinética de las moléculas, mayor es la temperatura y menor es la tendencia de ellas a agruparse entre sí. Las moléculas están sometidas a dos fuerzas: la energía cinética molecular que las agita, las mueve, tiende a separarlas y las fuerzas de Van Der Waals que se oponen al efecto de la energía cinética molecular.

Los sólidos se caracterizan porque tienen volumen definido a la temperatura dada, y tienen también forma geométrica regular. Los líquidos se caracterizan por su volumen definido y porque presentan una superficie libre cuando están contenidos en un recipiente. Los gases no tienen forma ni volumen definido, esto es porque la energía cinética alcanza grados muy altos en los gases.

El estado físico no es una propiedad invariable de la materia sino algo que puede variar en condiciones apropiadas.

Las propiedades químicas se refieren a lo que podríamos llamar la “conducta Química” de una sustancia, y no son tan fácilmente visibles como la mayoría de las propiedades físicas. Entonces se definen propiedades químicas como las características que describen la capacidad de un material para ser transformado en otro.



Son propiedades químicas importantes la combustibilidad, la comburencia, la actividad, la estabilidad y el comportamiento con determinadas sustancias.

Combustibilidad es la propiedad que permite que un material arda, llámese combustible a la sustancia que arde. Ejemplo: el carbón, el alcohol etílico, la gasolina y el hidrógeno.

Comburencia es la capacidad que tienen algunas sustancias de mantener la combustión, el comburente por excelencia es el oxígeno.

Actividad química es la tendencia de las sustancias a reaccionar con otras sustancias y la estabilidad es la tendencia de las sustancias de mantener su composición.

Al estudiar las propiedades químicas, también observamos cómo se comporta químicamente la sustancia con otras sustancias. Por ejemplo, el sodio reacciona violentamente con el agua, el zinc reacciona con los ácidos, el magnesio no reacciona con el agua a temperatura ambiente pero sí a temperatura elevada.

Actividad de Aprendizaje:
Elabore un mapa conceptual sobre las propiedades de la materia.



Ensayo de Química

Nombre: _____ Cédula: _____ Fecha: _____
Profesor Manuel Caballero.

Indicaciones: Lea cuidadosamente para que evites contratiempos y aciertes en la prueba. Pues, más vale “cometer pequeños errores cuando pequeños es más barato que cometer grandes errores en la edad adulta”

I Parte: Respuesta Única. Valor 10 puntos.

- Instrumento para medir la temperatura _____.
- Unidad termométrica utilizada en el SI _____.
- Unidad mínima de masa que registra la balanza _____.
- En una pulgada hay _____ centímetros.
- En un pie hay _____ pulgadas.
- La unidad mínima para medir volumen es _____.
- 1×10^{-3} es la equivalencia para el prefijo _____.
- 1×10^3 es la equivalencia para el prefijo _____.
- El sistema internacional de medidas se abrevia _____.
- Se define como lo que ocupa espacio y tiene masa _____.

II Parte: Desarrollo. Valor 15 puntos.

Presente los cálculos ordenadamente.

- Cuántos segundos hay en el mes de febrero? 5pts.

- b- Un objeto sólido tiene una masa de 50 gramos. Cuántos miligramos hay en ese objeto. 2pts.
- c- La distancia de la Universidad Nueva en Empalme es de 0.75km con respecto a la sede de finca 13. Cuántos metros, centímetros y hectómetros hay en ese trayecto. 3 puntos.
- d- Escriba cinco instrumentos para medir volumen en el laboratorio.
- e- Cómo se debe realizar las medidas correctas de masa en el laboratorio?
- f- Qué diferencia hay entre calor y temperatura?

Taller 3

Clasifique las siguientes propiedades en físicas o químicas, valor 10 puntos.

- a- el oxígeno es un gas sin olor. _____.
- b- El fósforo arde a temperatura ambiente. _____.
- c- Si introducimos una astilla encendida, en una botella llena de nitrógeno, la astilla se apaga. _____.
- d- El diamante es muy duro. _____.
- e- El amoníaco se disuelve fácilmente en agua. _____.
- f- El alcohol hierve a 78°C. _____.
- g- El hidrógeno arde en presencia de oxígeno. _____.
- h- El agua se evapora. _____.
- i- Un poco de sal se disuelve en agua. _____.
- j- La plata se oxida. _____.

Cambios Químicos de la Materia



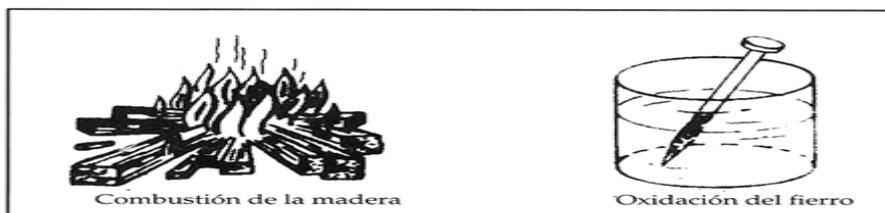
Azufre ardiendo

Las reacciones que forman productos químicos útiles también pueden causar problemas medioambientales. El dióxido de azufre (SO_2), por ejemplo, producido al quemar azufre en aire (como se observa en la fotografía), es el precursor del ácido sulfúrico (H_2SO_4), que a su vez se usa para producir fertilizantes. Sin embargo, el azufre es una impureza común en los combustibles fósiles utilizados para la calefacción y para producir electricidad; de esta forma se producen grandes cantidades de SO_2 en condiciones incontroladas, causando la contaminación local del aire y problemas mayores como el de la lluvia ácida.

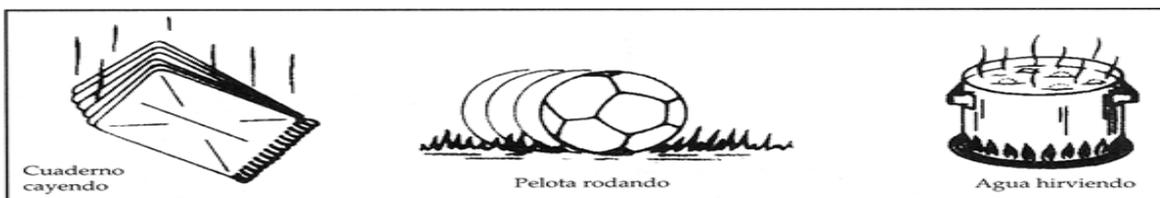
Reacción química

En una reacción química se conserva el número de átomos y la masa original, pero se redistribuye el material en nuevas estructuras. Por ejemplo, un precipitado sólido amarillo, el yoduro de plomo (PbI_2), se forma por la reacción de dos líquidos, el yoduro de potasio (KI) y el nitrato de plomo ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$).

Enciclopedia Microsoft® Encarta® 2009. © 1993-2002 Microsoft Corporation. Reservados todos los derechos.



Fenómenos químicos.



Fenómenos físicos.



Laboratorio n° 3:

1- **Tema:** Cambios físicos y Cambios Químicos.

2- **Propósito:** Diferenciar entre un cambio físico de un cambio químico.

3- **Introducción.** Una simple observación alrededor nuestro nos permite ver que la materia sufre cambios. A veces estos cambios son fáciles de observar, otras veces requieren un examen más profundo, algunos cambios ocurren rápidamente, otros son lentos. Pues, observaremos algunas sustancias que el docente indicará para su clasificación en propiedades físicas y químicas.

4- Marco Teórico: Un cambio físico es una transformación en la cual sólo se alteran propiedades físicas de la materia, pero no su identidad. La materia cambia de forma o de estado, por ejemplo, pero su composición no varía. Un cambio químico es una transformación que altera la composición de la materia, se forman nuevas sustancias.

5- Materiales y Reactivos:

Mechero, vasos químicos, malla de asbesto, tenazas, embudo, soporte, anillo, tubos de ensayos, vidrio reloj.

Alambre de platino, cinta de magnesio, de cobre, papel filtro, HCl dil.1:4, H₂SO₄ dil.1:6, solución de AgNO₃, sal de cocina. Sodio metálico.

6- Procedimiento(s).

- a- Examine con cuidado el alambre o cinta que están sobre la mesa. Observe el color y lustre del metal. Manténgalo en la llama por uno varios minutos. Observe su apariencia mientras lo mantiene en la llama. Déjelo enfriar y examínelo. Anote que ocurre para que analice y concluya posteriormente. Qué clase de cambio sufrió el platino al ponerse en contacto con la llama? En qué se basa su respuesta?
- b- Examine un trozo de cinta de magnesio.(si está oxidada, pásele una lija antes de observarla. Repita el paso anterior, la única precaución es que no mire directamente la llama producto de la combustión. Qué clase de cambios es y por qué?
- c- Adicione agua a la ceniza de la cinta de magnesio, luego adicione indicador para ver qué sucede?
- d- Repita de igual manera con la cinta de cobre.
- e- Observación de una vela encendida. Qué sucede, anote.
- f- Encienda un papel. Anote lo que observa, qué queda?
- g- Observe el fósforo, anote sus propiedades
- h- Adicione 5 gotas a las soluciones básicas y ácidas, qué sucede?
- i- Adicione Na al agua. Qué sucede, anote.
- j- Ponga gasolina(ROH) en una cápsula de porcelana y observe que le sucede???
- k- Vierta acetona en una cápsula de porcelana, qué le sucede???
- l- Ponga unos 5 ml de H₂SO₄ diluidas en un tubo de ensayo y agregue un trocito de zinc. Qué observa. Qué gas se desprende?. Escriba la reacción química.
- m- Ponga 3 o 4 ml de AgNO₃ en un tubo de ensayo y agregue poco a poco unas gotas de HCl diluido. Qué observa?. Anote. qué se formó? Qué clase de cambio es?. Filtre el contenido del tubo de ensayo, agregando agua si es necesario, para remover todo el precipitado. Puede botar el filtrado. Lo que queda en el papel filtro es el precipitado. Desdoble el papel y póngalo a la acción directa del sol por varios minutos. Qué cambio observa? Pues este principio es usado en fotografía.
- n- Anote todas las propiedades físicas de los reactivos utilizados.

7- Resultados: si es posible puede tabular, graficar, dibujar lo que ocurrió durante todo el procedimiento.

8- Análisis de Resultados: Discuta por qué ocurrió todo lo efectuado en esta experiencia, conteste las preguntas, hágase preguntas y respóndalas.

9- Conclusiones: en efecto son consideraciones positivas de lo que hemos aprendido durante esta experiencia.

10- Bibliografía: anote la fuente(s) bibliográfica(s) de consulta para que justifique su trabajo.

Observación: Todo informe se entrega 8 días posterior y se realiza su respectivo ejercicio. Todo informe tiene una ponderación de 15 puntos.

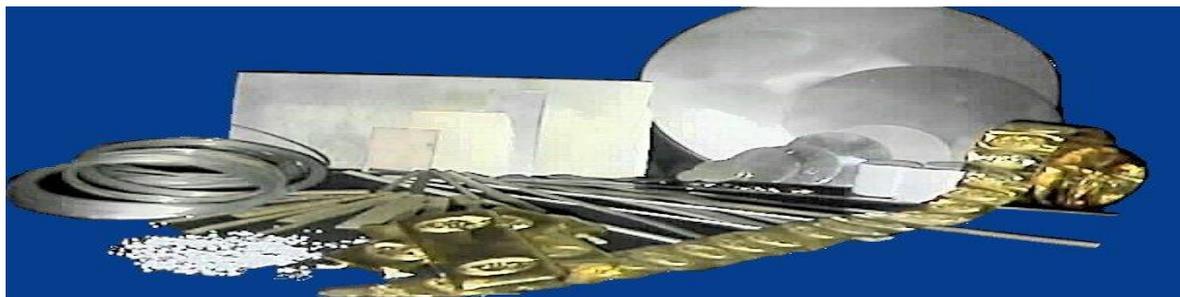
TEMA5: CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA.

Nosotros como científicos distinguimos varios subtipos de materia según su composición y propiedades. Algunos ejemplos son las sustancias, las mezclas, los elementos y los compuestos, así como los átomos y las moléculas.

Una sustancia es una forma de materia que tiene una composición constante o definida y con propiedades distintivas. Ejemplo tenemos el agua, el amoníaco, el azúcar, el oro y el oxígeno.

Una mezcla es una combinación de dos o más sustancias en la cual las sustancias conservan sus propiedades características. Ejemplo son el aire, las gaseosas, leche, y el cemento entre otros. Las mezclas pueden ser homogéneas o heterogéneas. Azúcar en agua se disuelve y observe que la composición de la mezcla es la misma en todas las disoluciones. Por otro lado, si se juntan arena y virutas de hierro permanecen como tales. Este tipo de mezcla se conoce como mezcla heterogénea debido a que su composición no es constante. Ambos casos se puede formar y separar en sus componentes puros por medios físicos sin cambiar la identidad de dichos componentes.

Piensa como separarías las sustancias en ambos casos mencionados.



Las sustancias pueden ser elementos o compuestos.

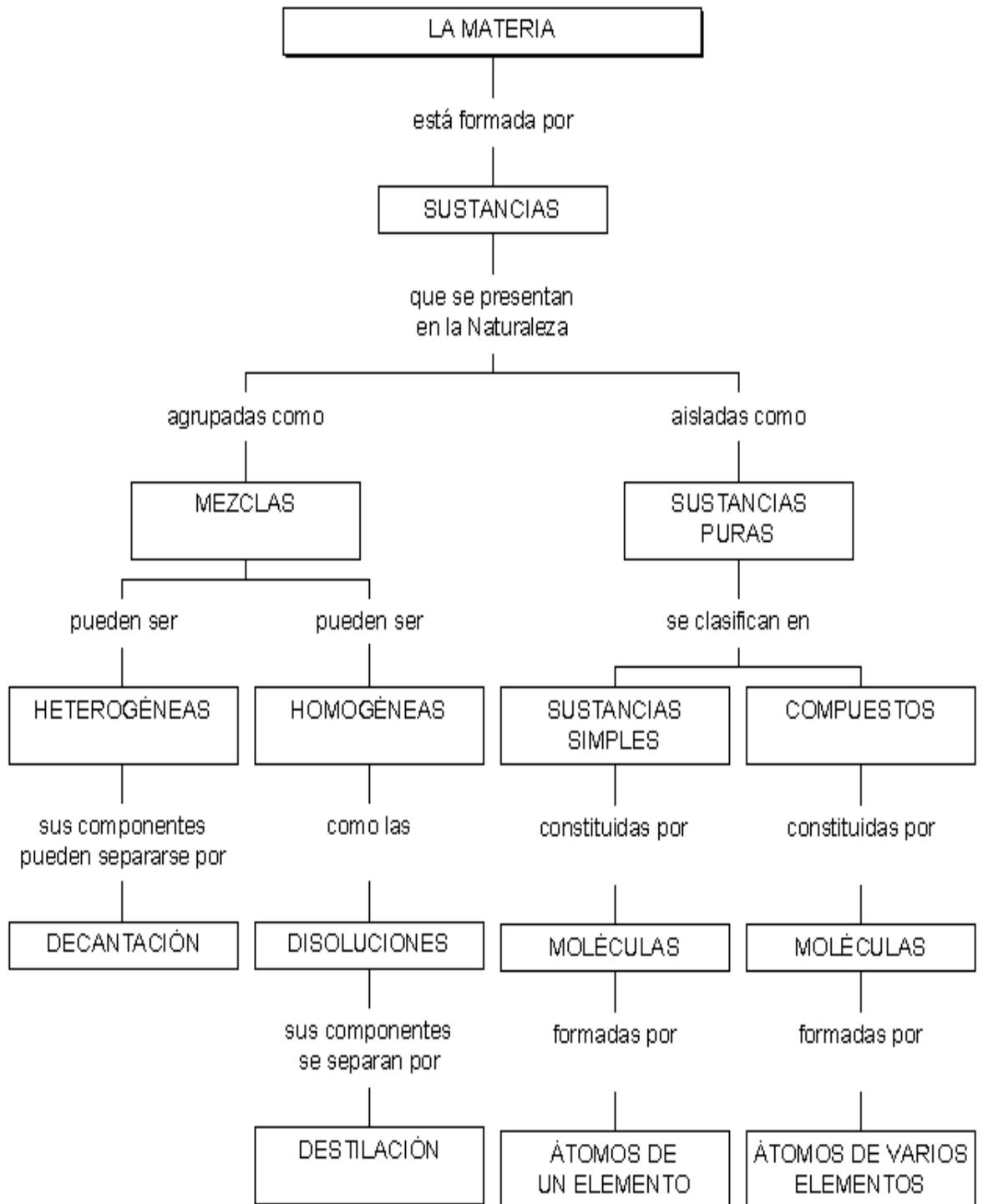
Un elemento es una sustancia que no se puede separar en sustancias más simples por medios químicos. A la fecha, se han identificado 112 elementos, de los cuales 83 se encuentran en forma natural en la tierra. Los demás han sido obtenidos por los científicos a través de procesos nucleares. Se representan a los elementos mediante símbolos de una, dos o tres letras. La primera letra siempre es una mayúscula, pero las siguientes son siempre en minúsculas. Observe la tabla periódica.

Los símbolos de algunos elementos derivan de sus nombres en latín. Ejemplo el oro, aurum, Au; Fe de ferrum (hierro); Natrium (sodio), Na.....



El agua es un compuesto, una sustancia formada por átomos de dos o más elementos unidos químicamente en proporciones definidas. A diferencia de las mezclas, los compuestos se pueden separar por medios químicos en sus componentes puros.

Escriba 10 ejemplos de compuestos Químicos utilizados en nuestra casa y 10 elementos químicos. .



Técnicas de Separación

Mezclas Heterogénea

- 1- Tamización, se usa cuando la mezcla heterogénea está formada por fases sólidas, cuyas partículas son de diferente tamaño.
- 2- Flotación, Se usa para separar sólidos de diferentes densidades.
- 3- Filtración, permite separar una fase sólida dispersa en un medio líquido.
- 4- Decantación, se emplea para separar fases de diferentes densidades e inmiscibles.
- 5- Centrifugación, se usa para acelerar el proceso de decantación, sometido al sistema de rotación.
- 6- Disolución, se aplica cuando una de las fases del sistema es soluble en un determinado disolvente, mientras que la otra no lo es.
- 7- Sublimación, permite separar aquellas fases capaces de sublimar. Yodo en arena.

Mezclas Homogéneas

- 1- Destilación, separa los componentes basándose en las diferencias en los punto de ebullición de dichos componentes. Hay simple, fraccionada y por arrastre de vapor.
- 2- Cristalización, se usa para separar un sólido disuelto en un líquido, evaporándolo.
- 3- Extracción, se usa para separar mezclas cuyos componentes no son soluble en los mismos disolventes.
- 4- Evaporación, consiste en separar los componentes más volátiles exponiendo una gran superficie de la mezcla.
- 5- Cromatografía, significa escribir en colores y los componentes presentan tendencias a permanecer en cualquiera de las fases involucradas. Se aplica en un punto y en presencia de la fase móvil se efectúa la separación.



Laboratorio n°: Técnicas de separación

Propósito: Aplicar técnicas de separación como medios de reconocimiento e identificación de sustancias químicas.

Introducción: En este experimento aplicaremos algunas técnicas de separación como la evaporación, filtración, Decantación, Tamización, Flotación, Centrifugación, Disolución, Sublimación, Destilación, Cristalización, Cromatografía y extracción. Siempre y cuando tengamos la cristalería adecuada y reactiva.

Marco Teórico:Investíguelo y cumpla según las instrucciones

Materiales y Reactivos.

Vaso químico, Erlenmeyer, Embudos para filtrar, cápsula de porcelana o vidrio reloj, Mechero de alcohol, papel de filtro, sal, aceite, agua, arena, glicerina y tierra.

Procedimiento:

- 1- En primer lugar realice una mezcla saturada entre sal y agua. Qué sucede? Coloque la solución en un mortero y caliente hasta que toda el agua desaparezca. Qué ocurrió? Qué técnica se aplicó?
- 2- Mezcle sal, arena y agua. Filtre la mezcla. Qué aisló? Cómo purifica lo filtrado. Qué técnicas aplicó?
- 3- Prepare una mezcla con tierra dejándola insaturada. Deje reposar por 5 minutos. Cómo separaría la tierra. Qué técnica aplicó?
- 4- Agregue aceite al agua en un vaso químico. Agite. Qué sucede. Cómo los separa? Qué técnica aplicó?
- 5- Cuando vamos al banco de sangre. Donamos una pinta de sangre. Cómo se llama esa técnica? Cómo se separan los componentes de la sangre.
- 6- Mezcle alcohol y agua. Arme un sistema de destilación. A qué temperatura hierve el alcohol. Cómo se separa del agua.

Resultados: Expresé los cálculos, represente por medio de gráficas, las técnicas desarrolladas.

Análisis de resultados. Explique todo como lo obtuvo detalladamente.

Conclusión (es): Qué aprendió de esta experiencia.

Bibliografía: Anote la fuente Bibliográfica.

En la guía de laboratorio de Química se realiza los experimentos N° 1: Propiedades del Agua, N° 2: Contaminación del Agua, N° 3: Agua potable y agua Dura, N° 4 : Concentración Molar, N° 5: Disociación Electrolítica.



Laboratorio n° 5: CONDUCTIVIDAD ELÉCTRICA

Logro de Aprendizaje: Identificar las condiciones por las que una solución acuosa es un buen conductor eléctrico.

Introducción: En esta experiencia comprobaremos la capacidad de las soluciones electrolíticas para conducir la corriente eléctrica y la dificultad de las sustancias puras para la misma condición. Pues se utilizarán sustancias puras en estado sólido, soluciones insaturadas, saturadas y sobresaturadas.

Marco Teórico: Sal (compuesto), también llamado cloruro de sodio, compuesto químico de fórmula NaCl. El término sal también se aplica a las sustancias producidas en la reacción de un ácido con una base, llamada reacción de neutralización. Las sales se caracterizan por sus enlaces iónicos, lo que da lugar a puntos de fusión relativamente altos, conductividad eléctrica en disolución o fundidas y estructura cristalina en estado sólido.

Semiconductor, material sólido o líquido capaz de conducir la electricidad mejor que un aislante, pero peor que un metal. La conductividad eléctrica, que es la capacidad de conducir la corriente eléctrica cuando se aplica una diferencia de potencial, es una de las propiedades físicas más importantes. Ciertos metales, como el cobre, la plata y el aluminio son excelentes conductores. Por otro lado, ciertos aislantes como el diamante o el vidrio son muy malos conductores.

Aislante, cualquier material que conduce mal el calor o la electricidad y que se emplea para suprimir su flujo.

Materiales y Reactivos:

Agua del Grifo	Vasos químicos
Agua destilada	Erlenmeyers
Sal de cocina	Sistema eléctrico
Sulfato de cobre	Conductímetro
Sulfato de hierro	Papel toalla
Yoduro de sodio	libro de apuntes

Procedimiento:

- Corriente eléctrica.
Conecte el sistema eléctrico (Roseta, foco, y cables) al toma corriente, verifique que el foco enciende cuando une los extremos del cable cortado.
Luego introduzca los cables en la sal pura, sulfato de cobre y hierro, agua del grifo y destilada. Observe que sucede y anote. Cómo explica estos casos. Repita con hidróxido de sodio y ácido nítrico puros. Tabule los resultados.
- Prepare soluciones insaturadas de sal de cocina, sulfato de hierro y cobre, de hidróxido y ácido nítrico. Luego introduzca los extremos del cable para que observe en cada solución lo que ocurre, anote y explique.

- c- Prepare soluciones saturadas y sobresaturadas de las sustancias utilizadas para que verifique la intensidad lumínica del foco al introducir los extremos de los cables. Explique hacia donde viajan las cargas positivas y negativas
- d- Conecte el conductímetro y verifique la conductividad de las soluciones preparadas, introduciendo el electrodo. Anote la unidad expresada por el instrumento. Según el SI cuál es la unidad de corriente eléctrica.

Resultados: Use una a para las sustancias que conducen corriente eléctrica y una n para las soluciones que no conducen electricidad.

A-

NaCl(s)	CuSO ₄ (s)	FeSO ₄ (s)	NaI(s)	NaOH(s)	HNO ₃ (l)	H ₂ O _d	H ₂ O _g

Utilice una equis para expresar conducción eléctrica y una eme (m) para la incapacidad de conducción eléctrica.

B-Soluciones insaturadas

NaCl(l)	CuSO ₄	FeSO ₄	NaI	NaOH	HNO ₃	H ₂ O _d	H ₂ O _g

C- soluciones saturadas y saturadas

NaCl(l)	CuSO ₄	FeSO ₄	NaI	NaOH	HNO ₃	H ₂ O _d	H ₂ O _g

D- Determinación de la Conductividad eléctrica en las soluciones, conductímetro.

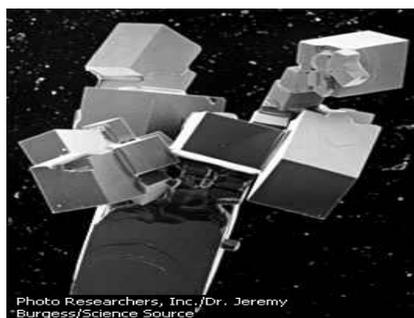
NaCl	CuSO ₄	FeSO ₄	NaI	NaOH	HNO ₃	H ₂ O _d	H ₂ O _g

Nota: realice la disociación de las sustancias en sus respectivas especies iónicas para que explique su análisis.

Análisis de Resultados

CONCLUSIONES

BIBLIOGRAFÍA



Cristales de sal



Tema 2: LA TEORÍA ATÓMICA

Indicador de Logro: Conoce las partes del átomo y sus cargas mediante los experimentos que los descubrieron.

El primero en expresar que la materia estaba formada por partículas muy pequeñas e indivisibles fue Demócrito.

Luego con los trabajos de John Dalton se marca el principio de la química moderna. Pues, sus hipótesis sobre la naturaleza de la materia en la que se basa la teoría atómica se pueden resumir así:

- 1- los elementos están formados por partículas muy pequeñas llamadas átomos. Todos los átomos de un mismo elemento son idénticos, tienen igual tamaño, masa y propiedades químicas.
- 2- Los compuestos están formados por átomos de más de un elemento.
- 3- Una reacción química incluye sólo la separación, combinación o reordenamiento de los átomos, nunca se crean o se destruyen.

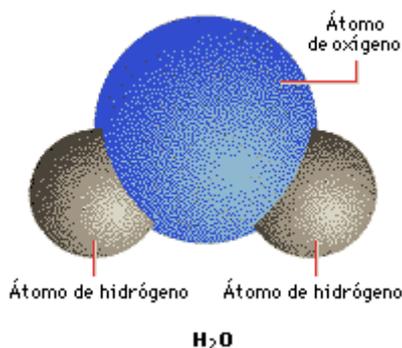


John Dalton

A John Dalton se le conoce sobre todo por desarrollar la teoría atómica de los elementos y compuestos. Mientras investigaba la naturaleza de la atmósfera en los primeros años del siglo XIX, Dalton dedujo la estructura del dióxido de carbono y propuso la teoría de que cada molécula está compuesta por un número definido de átomos. Postuló que todos los átomos de un mismo elemento son idénticos entre sí y diferentes de los átomos de cualquier otro elemento.

Un átomo es una unidad química y podemos definirla como la partícula más pequeña que puede existir como elemento y que participa en una reacción química

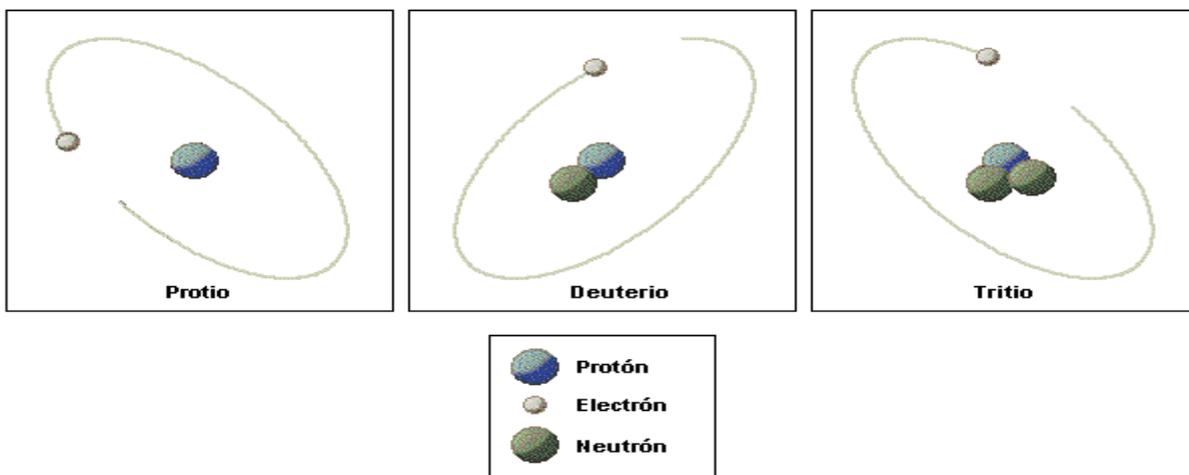
Si se unen átomos de la misma clase se forman moléculas de un elemento, pero también pueden unirse átomos de distintos elementos y formar los compuestos. Así que una molécula es la partícula más pequeña que puede existir como compuesto.



Molécula de agua

Una molécula de agua está formada por un átomo de oxígeno y dos de hidrógeno, que forman un ángulo de 105° .

LA ESTRUCTURA ATÓMICA



Isótopos del hidrógeno

El número atómico de un átomo representa el número de protones de su núcleo. Este número es constante para cada elemento. Sin embargo, el número de neutrones puede variar, lo que da lugar a isótopos con el mismo comportamiento químico pero distinta masa. El hidrógeno siempre tiene un protón en su núcleo, cuya carga está equilibrada por un electrón. Los isótopos del hidrógeno son el protio (sin neutrones), el deuterio (un neutrón) y el tritio (dos neutrones). Las imágenes que se muestran son representaciones esquemáticas del átomo: en realidad el núcleo es 100.000 veces menor que el átomo, y el electrón es un millón de veces menor que el núcleo. El tamaño del átomo está determinado por el movimiento del electrón en regiones del espacio llamadas orbitales.

- El electrón: son partículas con cargas eléctricas negativas que giran alrededor del núcleo del átomo.
- El protón, partícula subatómica con carga positiva y se encuentra en el núcleo del átomo.
- Neutrones, se encuentran en el núcleo y tienen carga positiva y negativos o neutras.



Descarga eléctrica en nitrógeno

NÚMERO ATÓMICO, NÚMERO DE MASA E ISÓTOPOS.

- A- EL número atómico (Z) es el número de protones en el núcleo de cada átomo de un elemento y que es equivalente a los electrones en un átomo neutro.
- B- El número de masa (A) es el número total de protones y neutrones presentes en el núcleo de un átomo de un elemento.
- C- No todos los átomos de un elemento dado tienen la misma masa. La mayoría de los elementos tiene dos o tres isótopos, átomos que tienen el mismo número atómico pero diferente número de masa. Ejemplo la gráfica anterior donde se observa los isótopos del hidrógeno.

Ejemplo1: Si el número atómico del bario es 56, ¿cuál es el número de protones y de electrones de este átomo?

Solución: $p = e$, porque es un átomo neutro. Hay 56 $p = 56 e$

Ejemplo2: Cuántos neutrones tiene el núcleo del átomo de bario si su masa atómica es 137 y número atómico 56.?

Solución: $A - Z = \text{neutrones}$.
 $137 - 56 = 81 \text{ neutrones}$.

Asignación2:

Cuál es el número de protones, electrones y neutrones en los casos dados a continuación. Valor 30 puntos.

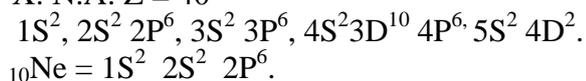
Elemento	M.A= A	N.A= Z	Protones, p	Neutrones, n	Electrones, e
Sodio	23	11			
Radio	226	88			
Arsénico	75	33			
Cobalto	59	27			
Polonio	210	84			
Cromo	52	24			
Tungsteno	184	74			
Hafnio	178.5	72			
Plomo	207	82			
Potasio	39	19			

La configuración electrónica se realiza para conocer dónde queda distribuidos los electrones de valencia. Para eso utilizamos la configuración electrónica de Aufbau y de Kernel. La de Aufbau es:

1S, 2S 2P, 3S 3P, 4S 3D 4P, 5S 4D 5P, 6S 4F 5D 6P, 7S 5F 6D 7P,
donde en cada subnivel corresponden los siguientes electrones.

En S caben hasta dos electrones,
En P caben hasta seis electrones,
En d caben hasta diez electrones,
En F caben hasta catorce electrones.

Ejemplo: X: N.A: Z = 40



Práctica para entregar. Escriba la configuración de Aufbau para los siguientes elementos:

Zinc:

Aluminio:

Potasio:

Carbono:

Plata:

Xenón:

Radón:

Oxígeno

Cloro:

Oro:

Pm:

Eu:

Fm:

Ho:

W:

Verdad que vale la pena estudiar Química.

Tema 3: LA TABLA PERIÓDICA

Indicador de Logro: Reconoce las propiedades periódicas de los elementos Químicos en la Tabla Periódica.

A mediados del siglo XIX, varios químicos se dieron cuenta de que las similitudes en las propiedades químicas de diferentes elementos suponían una regularidad que se podía ilustrar ordenándolos de forma tabular o periódica. El químico ruso Dmitri Mendeléiev propuso una tabla de elementos llamada tabla periódica, en la que los elementos están ordenados en filas y columnas de forma que quedan agrupados los que tienen propiedades químicas similares. Según este orden, a cada elemento se le asigna un número (número atómico) de acuerdo con su posición en la tabla, que va desde el 1 para el hidrógeno hasta el 92 para el uranio, que tiene el átomo más pesado de todos los elementos que existen de forma natural en nuestro planeta. Como en la época de Mendeléiev no se conocían todos los elementos, se dejaron espacios en blanco en la tabla periódica correspondientes a elementos que faltaban. Las investigaciones posteriores, facilitadas por el orden que los elementos conocidos ocupaban en la tabla, llevaron al descubrimiento de los elementos restantes. Los elementos con mayor número atómico tienen masas atómicas mayores, y la masa atómica de cada isótopo se aproxima a un número entero, de acuerdo con la hipótesis de Prout.

Hay que señalar que las filas horizontales también suelen llamarse periodos, y en las columnas verticales, los grupos.

Los elementos pueden dividirse en tres categorías: metales, no metales y metaloides. Un metal es un buen conductor de la electricidad y el calor mientras que un no metal es un mal conductor de lo antes expuesto. Un metaloide presenta propiedades intermedias entre los metales y no metales.

Los elementos del grupo 1 A se denominan metales alcalinos, los del grupo 2 A reciben el nombre de metales alcalinotérreos. Los del grupo 7 A se conocen como halógenos, y los elementos del grupo 8 A son los gases nobles o gases raros o inertes.

Finalmente podemos decir que la Tabla Periódica es una herramienta útil que correlaciona las propiedades de los elementos de una forma sistemática y ayuda a hacer predicciones respecto del comportamiento químico.

Trabajo en clases: formación de grupos pequeños. (3 participantes).

Actividad: Leerán detenidamente para que se familiaricen con la temática denominada “DISTRIBUCIÓN DE LOS ELEMENTOS EN LA CORTEZA TERRESTRE Y EN LOS SISTEMAS VIVOS”, y luego, un relator presente a que conclusiones llegó el grupo sobre la temática presentada. Bibliografía: Pág.62 de Chang. Descargar el libro para mayor consulta

PROPIEDADES PERIÓDICAS

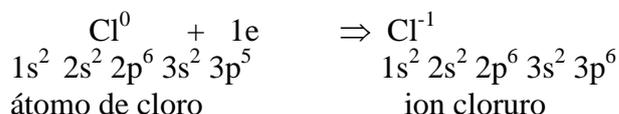
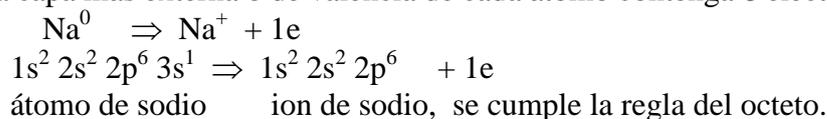
- 1- La configuración electrónica determina las propiedades de los elementos. La tabla periódica moderna clasifica los elementos de acuerdo con sus números atómicos y también de acuerdo con su configuración electrónica. La configuración de los elementos de valencia afecta directamente las propiedades de los átomos de los elementos representativos.
- 2- Las variaciones periódicas de las propiedades físicas de los elementos son un reflejo de la diferencia en la estructura atómica. El carácter metálico de los elementos disminuye a lo largo de un periodo, empezando con metales, pasando por los metaloides y finalmente no metales, y aumenta de arriba hacia abajo dentro de un grupo específico de elementos representativos.
- 3- El radio atómico varía periódicamente con la colocación de los elementos en la tabla periódica. Disminuye de izquierda a derecha y aumenta de arriba hacia abajo.
- 4- La energía de ionización es una medida de la tendencia de un átomo a evitar la pérdida de un electrón. A mayor EI, mayor es la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón. La afinidad electrónica es una medida de la tendencia de un átomo a ganar un electrón. Cuando más positivo es el valor de la AE, mayor la tendencia del átomo a ganar un electrón. Generalmente, los metales tienen baja EI y los no metales, alta AE.
- 5- Los gases nobles son muy estables debido a que sus subniveles externos ns y np están completamente llenos. Los metálicos tienden a perder electrones y los no metálicos, a aceptar electrones.
- 6- La electronegatividad es la fuerza de atracción con la cual los átomos de una molécula atraen a los electrones. En un grupo disminuye de arriba hacia abajo y en un periodo aumenta de izquierda a derecha.
- 7- Consultaran Tabla periódica en el parcial..

Tema 4: ENLACES QUÍMICOS

Indicador de Logro: Diferenciar entre un compuesto Iónico y Covalente experimentalmente.

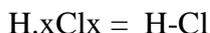
La razón primordial cuando se estudian los enlaces químicos son los electrones de valencia. Lewis estructuró una simbología para distinguirlos durante una reacción química. Un símbolo de puntos de Lewis está formado por el símbolo del elemento y un punto por cada electrón de valencia en un átomo del elemento.

En 1916 Kossel y Lewis propusieron un esquema para explicar el enlace entre los átomos, denominado la “regla del Octeto”, la cual establece que, cuando se forma un enlace químico, los átomos adquieren, ceden o comparten electrones, de tal manera que la capa más externa o de valencia de cada átomo contenga 8 electrones. Ejemplo:



Estructuras de lewis

Los electrones de valencia de cada átomo se representa por medio de puntos, cruces o círculos alrededor del elemento. Ejemplo:



Al formarse un enlace químico, los átomos comparten, ceden o adquieren electrones quedando con 8 electrones en la última capa de valencia.

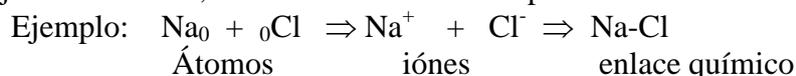
Electrones de Valencias. Módulo 4 de Admisión.

Tarea1: Complete la información y conteste las siguientes preguntas.

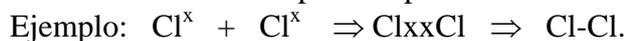
Símbolo	Configuración del último nivel	Nº de Grupo	Nº de Valencia	Estructura de Lewis
Na				
Mg				
Al				
Si				
P				
S				
Cl				
Ar				
F				
Br				
I				
At				

TIPOS DE ENLACES ATÓMICOS

A- Enlace iónico: la atracción electrostática que una especie iónica cargada ejerce sobre otra, también se le denomina polar o electrovalente.



B- Covalente: se verifica por compartimiento de electrones.



C- Coordinado, cuando un átomo comparte dos electrones y el otro los acepta.



Autoevaluación: según la electronegatividad, cuántos tipos de enlaces se forman.

Tarea 2 del módulo 4 sobre enlace Químico

Símbolo	Configuración Electrónica	Nº de e cedidos o ganados	Fórmula del ión
${}_{11}\text{Na}$			
${}_{11}\text{Mg}$			
${}_{13}\text{Al}$			
${}_9\text{F}$			
${}_8^{\circ}$			

Tarea 3 sobre enlace covalente (2 problemas)

Tarea 4 sobre enlace metálico(1 problema)

Tarea 6 sobre número de oxidación (1 problema con 10 fórmulas)

Práctica sobre estructura de lewis.

Pasos a seguir:

- El número de electrones de valencia , dado por el grupo a que pertenece cada átomo.
- Nº de e para cada átomo individual. = 2 (átomos de H) + 8 (cantidad de átomos diferentes).
- Nº de e de enlaces = Paso b – paso a.
- Nº de enlaces = Nº de electrones de enlace / 2.
- Escriba las posibles estructuras según pasos anteriores.
- Nº de e sin compartir = Nº total de e - Nº de e de enlace. (a – c)
- Carga formal = + Nº de grupo – Nº de enlaces – Nº de e sin compartir.

Ejemplo: SO_2

a- $\text{S} = 6 \text{ e} = 6$ y $\text{O} = 6 \text{ e} \times 2 = 12$ para un total de 18 e.

b- $\text{N}^\circ \text{ de e} = 2(\text{o}) + 8(3) = 24.$

c- $\text{b-c} = 24 - 18 = 6 \text{ e}.$

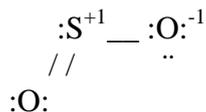
d- $\text{c} / 2 = 6 / 2 = 3.$

e- $\text{O} = \text{S-O}$

f- $18 - 6 = 12 \text{ e}$ sin compartir.

g- $\text{S} = +6 - 3 - 2 = +1, \text{O} = +6 - 1 - 6 = -1, \text{O} = +6 - 2 - 4 = 0$ quedando la

estructura así: ..



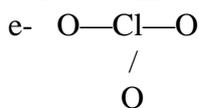
Ejemplo 2: Siga los pasos establecido para que determine la estructura de Lewis para el ClO_3^{-1} .

a- $\text{Cl} = 1 \times 7 = 7$; $\text{O} = 3 \times 6 = 18$ y como es un ion negativo aumentan un electrón quedando 26 e.

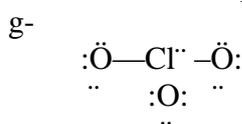
b- Electrones requeridos para cada individual. = $2(0) + 8(4) = 32$.

c- N° de e de enlace = $b - a = 32 - 26 = 6$

d- N° de enlaces = $6 / 2 = 3$.

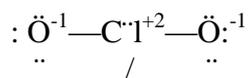


f- N° de e sin compartir = $a - c = 26 - 6 = 20$ e



h- Cargas formales : $\text{Cl} = +7 - 3 - 2 = +2$

$\text{O} = +6 - 1 - 6 = -1$



Realice lo mismo para el ion carbonato.

Bibliografía

- Association, A. P. (2014). Normas Actualizadas para trabajos escritos. *APA*, 25.
- Garzón, G. (2000). *Fundamentos Generales de Química*. México: Mc Graw Hill.
- Raymond, C. (2010). *Química General*. México: Mc Graw Hill.
- Santillana. (2007). *Química Inorgánica*. Bogota.
- Teran, M. (10 de 10 de 2010). <http://www.monografias.com/trabajos15/separacion-mezclas/separacion-mezclas.shtml>. Obtenido de <http://www.monografias.com/trabajos15/separacion-mezclas/separacion-mezclas.shtml>