

# QUÍMICA

---

## Guía de Trabajo

---



## **Visión**

Ser una de las 10 mejores universidades privadas del Perú al año 2020, reconocidos por nuestra excelencia académica y vocación de servicio, líderes en formación integral, con perspectiva global; promoviendo la competitividad del país.

## **Misión**

Somos una universidad privada, innovadora y comprometida con el desarrollo del Perú, que se dedica a formar personas competentes, íntegras y emprendedoras, con visión internacional; para que se conviertan en ciudadanos responsables e impulsen el desarrollo de sus comunidades, impartiendo experiencias de aprendizaje vivificantes e inspiradoras; y generando una alta valoración mutua entre todos los grupos de interés.

### **Universidad Continental**

Material publicado con fines de estudio  
Código: ASUC 00736



## PRESENTACIÓN

La Química se percibe, comúnmente, como una materia más difícil que otras. Existe cierta justificación para la creencia. Por una parte tiene un lenguaje muy especializado. Al estudiar química en un principio es como aprender un nuevo idioma. Más adelante algunos de los conceptos son abstractos, sin embargo, con cierto esmero, se completa el curso con éxito e incluso se disfrutará.

La química es una ciencia activa y en continuo crecimiento, tiene una importancia fundamental para nuestro mundo, tanto en el ámbito de la naturaleza como de la sociedad. Sus orígenes son muy antiguos, pero como se verá pronto, es también una ciencia moderna. El estudio de la química empezará en un nivel macroscópico, en el cual se puede observar y medir los materiales de los que está formado el universo, y comprobar todo ello con la práctica.

De esta manera se ha planteado 4 unidades, las cuales están debidamente organizadas y sistematizadas teniendo en cuenta los principios pedagógicos; las unidades son: INTRODUCCIÓN DE LA QUIMICA, MATERIA Y ENERGÍA, ÁTOMO, ESTRUCTURA ATÓMICA, TEORIA CUANTICA Y ESTRUCTURA ELECTRÓNICA; RELACIONES PERIÓDICAS ENTRE LOS ELEMENTOS Y ENLACES QUÍMICOS; ÁTOMOS MOLÉCULAS E IONES Y REACCIONES QUÍMICAS; ESTEQUIOMETRÍA, ÁCIDO BASE, FUNDAMENTOS DE LA QUIMICA ORGÁNICA.

En este sentido, consideramos que los estudiantes puedan aprender Química de una forma fácil y sencilla; y para poder tener éxito en el manejo del presente material teórico, práctico y ejercicios, se sugiere que el estudiante se familiarice con la parte conceptual haciendo un buen uso de la simbología y términos que en ella se imparte y luego desarrollar todos sus ejercicios y problemas propuestos. Es recomendable trabajar en grupo y mantener vivas relaciones de comunicación con el docente, a fin de esclarecer dudas; así mismo el estudiante deberá consultar los otros medios tecnológicos, como páginas de internet y medios que el docente ponga a su servicio en la plataforma virtual.

Agradecemos a todo el equipo de docentes de la asignatura, quienes con sus aportes y sugerencias han contribuido en la construcción de la presente edición, que tiene el valor de una introducción al mundo de la química.

Los recopiladores

Nota: El material presentado es una recopilación para fines educativos del libro "QUÍMICA" Raymond Chang. Séptima edición. Mexico., 2002.



## ÍNDICE

Contenido Temático	Página
Presentación .....	3
Índice .....	4
PRIMERA UNIDAD	
INTRODUCCIÓN DE LA QUÍMICA, TEORÍA CUÁNTICA Y ESTRUCTURA ELECTRÓNICA	
Química: el estudio de los cambios .....	6
Química una ciencia para el siglo XXI .....	6
Estudio de la química, método científico .....	7
Sistema Internacional de Unidades .....	8
Conversión de unidades .....	9
Notación científica .....	10
Materia y Energía .....	11
Definición .....	11
Ecuación de Einstein .....	11
Teoría cuántica de Max Planck .....	13
Actividad 01 .....	18
Teoría de Borh .....	22
Actividad 02 .....	34
Números Cuánticos .....	30
Configuración electrónica .....	31
Actividad 03 .....	33
SEGUNDA UNIDAD	
RELACIONES PERIÓDICAS DE LOS ELEMENTOS Y ENLACES QUÍMICOS	
Propiedades periódicas de los elementos .....	36
Ubicación de los elementos en la TP .....	37
Actividad 04 .....	42
Enlace Químico .....	
Símbolos de puntos de LEWIS .....	44
Enlace interatómico .....	46
Enlace intermolecular .....	51
Actividad 05 .....	52
TERCERA UNIDAD	
ÁTOMOS MOLÉCULAS E IONES Y REACCIONES QUÍMICAS	
Átomos, Moléculas e Iones .....	56
Moléculas e iones .....	56
Fórmulas químicas .....	57
Nomenclatura de los compuestos .....	57
Actividad 06 .....	65
Reacciones Químicas.....	71
Ecuación y reacciones químicas.....	71
Clasificación de las reacciones químicas.....	72
Balanceo de ecuaciones (tanteo y Redox).....	73
Actividad 07.....	77
Relaciones De Masas En Las Reacciones Químicas .....	79
Actividad 08.....	81
Ácidos y bases .....	84
Teorías de ácidos y bases .....	84
Fuerza de ácidos y bases.....	87
Actividad 09 .....	89



CUARTA UNIDAD  
FUNDAMENTOS DE LA QUIMICA ORGÁNICA

Fundamentos De La Química Orgánica .....	90
Definición .....	91
Grupos funcionales.....	94
Polímeros .....	96
Actividad 10.....	100
Referencias bibliográficas .....	102



## SEMANA 1.

PRESENTACION DEL CURSO

# UNIDAD I INTRODUCCIÓN DE LA QUÍMICA, TEORÍA CUÁNTICA Y ESTRUCTURA ELECTRÓNICA

## SEMANA 2

### QUÍMICA: EL ESTUDIO DE LOS CAMBIOS

#### 1) Química una ciencia para el siglo XXI

La **química** es el estudio de la materia y los cambios que ocurren en ella. Es frecuente que se le considere como la ciencia central, ya que los conocimientos básicos de química son indispensables para los estudiantes de biología, física, geología, ecología y muchas otras disciplinas. De hecho, la química es parte central de nuestro estilo de vida; a falta de ella, nuestra vida sería más breve en lo que llamaríamos condiciones primitivas, sin automóviles, electricidad, computadoras, discos compactos y muchas otras comodidades modernas.

Aunque la química es una ciencia antigua, sus fundamentos modernos se remontan al siglo xix, cuando los adelantos intelectuales y tecnológicos permitieron que los científicos separaran sustancias en sus componentes y, por tanto, explicaran muchas de sus características físicas y químicas. El desarrollo acelerado de tecnología cada vez más refinada durante el siglo xx nos ha brindado medios cada vez mayores para estudiar lo que es inapreciable a simple vista. El uso de las computadoras y microscopios especiales, por citar un ejemplo, permite que los químicos analicen la estructura de los átomos y las moléculas (las unidades fundamentales en las que se basa el estudio de la química) y diseñen nuevas sustancias con propiedades específicas, como fármacos y productos de consumo no contaminantes.



El ideograma chino para el término química significa "el estudio del cambio".

#### Salud y medicina

Tres logros importantes en el siglo xx han permitido la prevención y tratamiento de enfermedades. Se trata de medidas de salud pública que establecieron sistemas sanitarios para proteger a numerosas personas contra enfermedades infecciosas; la cirugía con anestesia, que ha posibilitado a los médicos curar enfermedades posiblemente mortales, como la apendicitis, y el advenimiento de vacunas y antibióticos, que hicieron factible la prevención de enfermedades causadas por microorganismos.

#### Energía y ambiente

La energía es un producto secundario de muchos procesos químicos, y al continuar el aumento en su demanda, tanto en países industrializados, entre ellos Estados Unidos, como en naciones en vías de desarrollo, como China, los químicos intentan activamente encontrar nuevas fuentes de energía.



### Materiales y tecnología

La investigación y el desarrollo de la química en el siglo xx han generado nuevos materiales con efecto de mejoramiento profundo de la calidad de vida y han ayudado a mejorar la tecnología de diversas maneras. Unos cuantos ejemplos son los polímeros (Incluidos el caucho y el nylon), la cerámica (como la que se usa en utensilios de cocina), los cristales líquidos (como los de las pantallas electrónicas), los adhesivos (como los usados en notas adherentes) y los materiales de recubrimiento (por ejemplo, las pinturas de látex).

### Alimentos y agricultura

¿Cómo alimentar a la creciente población mundial? En países pobres, casi 80% de la fuerza laboral se dedica a la producción agrícola y la mitad del presupuesto familiar promedio se gasta en alimentos. Ello constituye una carga enorme para los recursos de esas naciones. Los factores que afectan la producción agrícola son la riqueza del suelo, los insectos y enfermedades que dañan los cultivos, y otras plantas que compiten por los nutrientes. Además de la irrigación, los agricultores recurren a fertilizantes y plaguicidas para mejorar la productividad de sus cultivos.

## 2) Estudio de la química, método científico

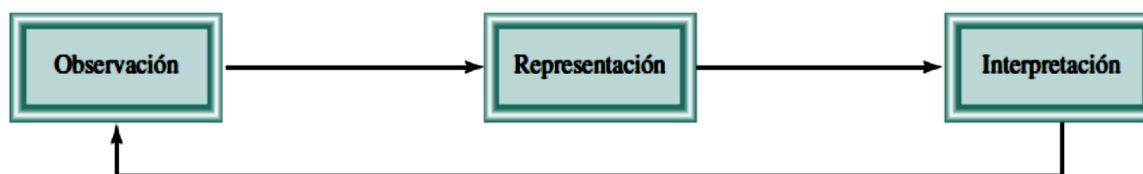
Todas las ciencias, incluidas las sociales, recurren a variantes de lo que se denomina **método científico**, que es un enfoque sistemático para la investigación. Por ejemplo, un psicólogo que pretenda indagar el efecto del ruido en la capacidad de las personas para aprender química y un químico interesado en medir el calor liberado por la combustión del hidrogeno gaseoso en presencia de aire utilizarían aproximadamente el mismo procedimiento en sus investigaciones.

El primer paso consiste en definir de manera minuciosa el problema. El siguiente es realizar experimentos, elaborar observaciones detalladas y registrar la información, o datos, concernientes al sistema, es decir, a la parte del universo que se investiga. (En los ejemplos recién mencionados, los sistemas son el grupo de personas que estudia el psicólogo y una mezcla de hidrogeno y aire, respectivamente.)

Los datos obtenidos en una investigación pueden ser **cualitativos**, o sea, consistentes en observaciones generales acerca del sistema, y **cuantitativos**, es decir, comprende los números obtenidos de diversas mediciones del sistema. En general, los químicos usan símbolos y ecuaciones estandarizados en el registro de sus mediciones y observaciones. Esta forma de representación no solo simplifica el proceso de registro, sino que también constituye una base común para la comunicación con otros químicos.

Una vez terminados los experimentos y registrados los datos, el paso siguiente del método científico es la interpretación, en la que el científico intenta explicar el fenómeno observado.

Con base en los datos recopilados, el investigador formula una **hipótesis**, que es una explicación tentativa de un conjunto de observaciones. Luego, se diseñan experimentos adicionales para verificar la validez de la hipótesis en tantas formas como sea posible y el proceso se inicia de nuevo. En la figura se resumen los pasos principales del proceso de investigación.



Después de recopilar un gran volumen de datos, a menudo es aconsejable resumir la información de manera concisa, como una ley. En la ciencia, una **ley** es un enunciado conciso, verbal o matemático, de una relación entre fenómenos que es siempre la misma bajo las mismas condiciones. Por ejemplo, la segunda ley del movimiento de Sir Isaac Newton, que tal vez recuerde de sus cursos de física, afirma que la fuerza es igual a la masa por la aceleración ( $F = ma$ ). El significado de esta ley es que el aumento en la masa o en la aceleración de un objeto siempre incrementa proporcionalmente su fuerza, en tanto que una disminución en la masa o en la aceleración indudablemente reduce su fuerza.

Las hipótesis que resisten muchas pruebas experimentales de su validez pueden convertirse en teorías. Una **teoría** es un principio unificador que explica un conjunto de hechos o las leyes basadas en esos hechos. Las teorías también son sometidas a valoración constante.



Si una teoría es refutada en un experimento, se debe desechar o modificar para hacerla compatible con las observaciones experimentales. Aprobar o descartar una teoría puede tardarse años o inclusive siglos, en parte por la carencia de la tecnología necesaria.

### 3) Sistema Internacional de Unidades

El Sistema Internacional de unidades, (S.I.). Fue creado en 1960 por la Conferencia General de Pesas y Medidas y posteriormente actualizado en 1971 para completar las 7 unidades básicas ó fundamentales, de las que derivan todas las demás unidades de medición.

El sistema Internacional (S.I.) establece una serie de magnitudes (Magnitudes fundamentales y magnitudes derivadas) con sus respectivas unidades. Gracias al (S.I.) se puede asegurar la veracidad de las características de los objetos que circulan en el comercio internacional.

Magnitud física fundamental	Unidad básica	Símbolo de la Unidad
Longitud	Metro	<b>m</b>
Masa	Kilogramo	<b>kg</b>
Tiempo	Segundo	<b>s</b>
Intensidad de corriente eléctrica	Ampere	<b>A</b>
Temperatura	Kelvin	<b>K</b>
Cantidad de sustancia	Mol	<b>mol</b>
Intensidad luminosa	Candela	<b>cd</b>

#### DEFINICIÓN DE LAS UNIDADES FUNDAMENTALES

- **El metro** es la unidad de longitud del SI. Se define como la longitud del camino recorrido por la luz en el vacío durante un intervalo de tiempo de  $1/229792458$  de segundo (3,34 ns).
- **El Kilogramo** es la unidad básica de masa del SI. Es la única unidad del SI que aún se define mediante un patrón y no por una característica Física fundamental. Está definido por la masa que tiene el cilindro patrón, compuesto de una aleación de platino e iridio, que se guarda en la Oficina Internacional de Pesos y Medidas.
- **El segundo** es la duración de 9.192.631.770 periodos de la radiación correspondiente a la transición entre los dos niveles hiperfinos del estado fundamental del átomo de cesio 133 medidos a 0 K.
- **El kelvin** es la fracción  $1/273,16$  de la temperatura absoluta del punto triple del agua (273,16 K)
- **El ampere** es la intensidad de la corriente eléctrica constante, que mantenida en dos conductores rectilíneos paralelos de longitud infinita y de sección transversal despreciable, y situados a la distancia de 1 m en el vacío produce una fuerza de  $2 \times 10^{-7}$  N/m entre los conductores.
- **La candela** es la intensidad luminosa en una dirección dada, correspondiente a una energía de  $1/683$  vatios por estereorradián de una fuente que emite una radiación monocromática de frecuencia igual a  $540 \times 10^{12}$  Hz.
- **El mol** es la unidad de la magnitud cantidad de materia en el SI. Se define como la cantidad de entidades elementales (átomos, electrones, iones,...) en un sistema material, igual al número de átomos existente en 0,012 kg de carbono 12 (el número de avogadro de esas entidades,  $6,023 \times 10^{23}$ ).

Algunas unidades, en ocasiones, son demasiado grandes ó pequeñas para medir algunas de las magnitudes. Para nombrar los múltiplos y submúltiplos de la unidad se utilizan los prefijos de la siguiente tabla:

$10^n$	Prefijo	Símbolo	Nombre (escala larga)	Equivalencia decimal
$10^{24}$	yotta	Y	Cuatrillón	1 000 000 000 000 000 000 000 000
$10^{21}$	zetta	Z	Mil trillones	1 000 000 000 000 000 000 000
$10^{18}$	exa	E	Trillón	1 000 000 000 000 000 000
$10^{15}$	peña	P	Mil billones	1 000 000 000 000 000
$10^{12}$	tera	T	Billón	1 000 000 000 000
$10^9$	giga	G	Mil millones / Millardo	1 000 000 000
$10^6$	mega	M	Millón	1 000 000
$10^3$	kilo	k	Mil / Millar	1 000
$10^2$	hecto	h	Cien / Centena	100





$10^1$	<b>deca</b>	<b>da</b>	Diez / Decena	10
$10^0$			Uno / Unidad	1
$10^{-1}$	<b>deci</b>	<b>d</b>	Décimo	0,1
$10^{-2}$	<b>centi</b>	<b>c</b>	Centésimo	0,01
$10^{-3}$	<b>mili</b>	<b>m</b>	Milésimo	0,001
$10^{-6}$	<b>micro</b>	$\mu$	Millonésimo	0,000 001
$10^{-9}$	<b>nano</b>	<b>n</b>	Milmillonésimo	0,000 000 001
$10^{-12}$	<b>pico</b>	<b>p</b>	Billonésimo	0,000 000 000 001
$10^{-15}$	<b>femto</b>	<b>f</b>	Milbillonésimo	0,000 000 000 000 001
$10^{-18}$	<b>atto</b>	<b>a</b>	Trillonésimo	0,000 000 000 000 000 001
$10^{-21}$	<b>zepto</b>	<b>z</b>	Miltrillonésimo	0,000 000 000 000 000 000 001
$10^{-24}$	<b>yocto</b>	<b>y</b>	Cuatrillonésimo	0,000 000 000 000 000 000 000 001

#### 4) Conversión de unidades

Es el cambio en la unidad de medida de una magnitud, se basa en el establecimiento de equivalencias entre las unidades que se quieren interrelacionar.

#### PRINCIPALES EQUIVALENCIAS:

LONGITUD	VOLUMEN	TIEMPO
1 m = 100 cm	1 m <sup>3</sup> = 1 000 litros	1 hora = 60 min.
1 m = 1 000 mm	1 cm <sup>3</sup> = 1 ml	1 min = 60 s
1 cm = 10 mm	1 l = 1 000 cm <sup>3</sup>	1 hora = 3 600 s
1 m = 39,37 in	1 l = 1 dm <sup>3</sup>	
1 m = 3,281 ft	1 galón = 3,785 litros	
1 m = 1,094 yd		
1 km = 1000 m		
1 in = 2,54 cm		
1 ft = 0,3048 m		
1 ft = 30,48 cm		
1 ft = 12 in	FUERZA	MASA
1 mi = 1,609 km	1 lb = 4,45 N	1 Kg = 1000 g
1 mi = 5280 ft	1 N = 10 <sup>5</sup> dyn	1 slug = 14,59 kg
1 yd = 3,0 ft	1 kilopondio(Kp) = 9,8 N	1Kg = 2,2 lb
1 yd = 91,44 cm		1 lb = 16 onzas
1 in = 0,0254 m		1 onza = 28,35 g

#### CONVERSIONES DE TEMPERATURA

Se utiliza la siguiente relación:

$$\frac{^{\circ}\text{C}}{5} = \frac{^{\circ}\text{F} - 32}{9} = \frac{\text{K} - 273}{5} = \frac{\text{R} - 492}{9}$$

#### Método de conversión:

El método general para la conversión es la multiplicación por el factor de cociente unitario, es decir a la cantidad que se desea convertir se le multiplica por factores de valor uno, formados con las equivalencias adecuadas.

Ejemplo 1: Convertir 108 Km/h a m/s



$$R = \left(\frac{108 \text{ km}}{\text{h}}\right) \left(\frac{1000 \text{ m}}{1 \text{ km}}\right) \left(\frac{1 \text{ h}}{3600 \text{ s}}\right) = 30 \text{ m/s}$$

Ejemplo 2: Convertir  $20 \text{ m}^2$  a  $\text{cm}^2$

$$R = \left(\frac{20 \text{ m}^2}{1}\right) \left(\frac{100 \text{ cm}}{1 \text{ m}}\right)^2 = 20 \times 10^4 = 2 \times 10^5 \text{ cm}^2$$

## 5) Notación científica

La **notación científica** es una manera rápida de representar un número utilizando potencias de base diez. Esta notación se utiliza para poder expresar fácilmente números muy grandes o muy pequeños y operar con ellos.

Para expresar un número en **notación científica** debe expresarse de manera que contenga **un dígito** en el lugar de las **unidades** y todos los demás dígitos después del separador decimal multiplicado por la potencia de 10 que indique el exponente.

$$\square, \square \square \square \times 10^{\square \square}$$

### Operaciones matemáticas con notación científica

Suma y resta (si las potencias son iguales, sumamos los números):

$$2 \times 10^5 + 3 \times 10^5 = 5 \times 10^5$$

$$3 \times 10^5 - 0,2 \times 10^5 = 2,8 \times 10^5$$

$$2 \times 10^4 + 3 \times 10^5 - 6 \times 10^3 = (\text{tomamos el exponente 5 como referencia}):$$

$$= 0,2 \times 10^5 + 3 \times 10^5 - 0,06 \times 10^5 = 3,14 \times 10^5$$

Multiplicación (sumamos los exponentes):

$$(4 \times 10^{12}) \times (2 \times 10^5) = 8 \times 10^{17}$$

$$(4 \times 10^{12}) \times (2 \times 10^{-7}) = 8 \times 10^5$$

División (restamos los exponentes):

$$(4 \times 10^{12}) \div (2 \times 10^5) = 2 \times 10^7$$

$$(4 \times 10^{12}) \div (2 \times 10^{-7}) = 2 \times 10^{19}$$

Potenciación (multiplicamos los exponentes):

$$(3 \times 10^6)^2 = 9 \times 10^{12}$$



## MATERIA Y ENERGÍA

### 1) Definición de la materia.

La química es la ciencia que estudia la materia, su estructura, su composición, sus cambios, las leyes que rigen dichos cambios y su interrelación con la energía. Siendo la materia el objeto de estudio de la química, es fácil comprender al amplio campo de acción de esta ciencia y su importancia en el mundo moderno.

#### MATERIA

Todo lo que nos rodea, incluidos nosotros mismos, está formado por un componente común: la materia. Normalmente, para referirnos a los objetos usamos términos como materia, masa, peso, volumen. Para clarificar los conceptos, los distinguiremos según:

- **Materia** : Es la sustancia de la que se componen todas las cosas, es decir, todo lo que tiene masa y ocupa un lugar en el espacio.
- **Masa** : Es la medida de la cantidad de materia que contiene un cuerpo.
- **Volumen** : Es el espacio ocupado por la masa, se asocia a la extensión.
- **Cuerpo** : Es una porción limitada de materia.
- **Peso** : Es la fuerza de atracción gravitacional que ejerce la masa de la tierra.

La intensidad de la gravedad de un planeta depende de su masa y su tamaño. La masa de un astronauta en la Luna es la misma que se masa en la Tierra. La cantidad de materia que la constituye no cambia. El peso del astronauta en la Luna, sin embargo, es sólo una sexta parte de su peso en la Tierra, porque la atracción que la Luna ejerce es seis veces que la atracción de la Tierra. El peso cambia con la gravedad pero la masa no.

EJEMPLO 1: Cierta astronauta tiene una masa de 65 Kg Compara la masa y peso del astronauta en los siguientes ambientes gravitatorios:

- a) la Luna, con una gravedad de 0,17 veces de la gravedad de la Tierra
- b) la Tierra
- c) el espacio
- d) Marte, con una gravedad de 0,38 veces la gravedad de la Tierra.

La masa del astronauta no cambiara en ninguno de los escenarios. No obstante, el peso será mayor en el entorno con la máxima atracción gravitatoria, es decir, en la tierra.

El segundo peso mayor para el astronauta será en marte ya que posee la segunda mayor gravedad. El tercer peso mayor para el astronauta será en la Luna ya que esta posee una fuerza gravitatoria menor que la de la Tierra y Marte.

Finalmente, en el ambiente espacial el astronauta prácticamente carecerá de peso.

EJERCICIO 2: Analiza si tu peso en Marte sería diferente de tu peso en la Tierra y explica por qué. ¿Cuál sería tu peso en Marte?

### 2) Ecuación de Einstein

Albert Einstein al sustentar su teoría de la relatividad menciona la relación que existe entre la materia y la energía, demostrando que la masa puede ser convertida en energía y que la energía puede ser convertida en masa en reacciones nucleares a través de una ecuación determinada por:

$$\Delta E = \Delta mc^2$$

Siendo:

$\Delta E$  la energía liberada (en Joule, ergios, etc).

$\Delta m$  la variación de la masa de la materia que toma parte (en Kg, g).

$c$  es la velocidad de la luz en el vacío =  $3 \times 10^8$  m/s =  $3 \times 10^{10}$  cm/s



De acuerdo con la ecuación de Einstein, una masa definida se transforma siempre en una cantidad definida de energía. La ecuación adquiere mayor transcendencia cuando se trata del uranio. Si un gramo de materia se convierte totalmente en energía, contiene la energía suficiente para calentar una casa durante 1 000 años.

El razonamiento de Einstein no se corroboró sino hasta 40 años más tarde. Su comprobación estremeció al mundo con la fuerza de una explosión nuclear.

La Ecuación de Einstein describe la relación matemática entre la materia y la energía. En las reacciones nucleares, cantidades extremadamente pequeñas de materia se convierten en cantidades enormes de energía, pero el total de la masa y la energía del universo permanecen constantes.

**EJEMPLO:** Una muestra de 10 miligramos de una sustancia se somete a una reacción nuclear liberándose  $40,5 \times 10^{10}$  Joule de energía. Calcule la masa (en mg) remanente de la sustancia al final de la reacción.

Según la ecuación de Einstein:  $E = mc^2$

Reemplazando datos en la ecuación:  $40,5 \times 10^{10} \text{ Joule} = m (3 \times 10^8 \frac{m}{s})^2$

$$\text{Despejando: } m = \frac{40,5 \times 10^{10} \text{ Joule} \left( \frac{1 \text{ kg} \times \frac{m^2}{s^2}}{1 \text{ Joule}} \right)}{9 \times 10^{16} \frac{m^2}{s^2}}$$
$$m = 4,5 \times 10^{-6} \text{ Kg} = 4,5 \text{ mg}$$

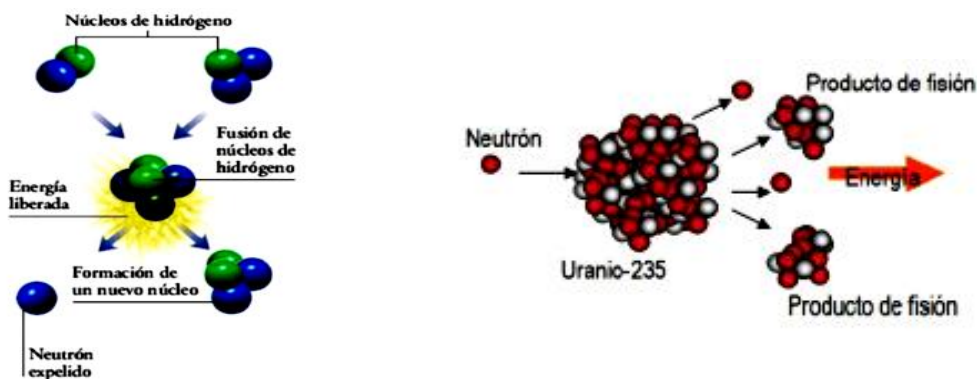
Luego, remanente es la masa que no se transforma en energía:  $10\text{mg} - 4,5\text{mg} = 5,5 \text{ mg}$

**EJERCICIO:** En un proceso de fisión nuclear se han utilizado Uranio-235 y se han liberado  $270 \times 10^{12}$  Joule de energía ¿Cuántos gramos de Uranio-235 se ha necesitado para obtener esa cantidad de energía?

**ENERGÍA NUCLEAR:** La energía nuclear está localizada en el núcleo de los átomos. Una reacción nuclear consiste en la modificación de la cantidad de nucleones en un núcleo o su redistribución en nuevos núcleos.

**Fusión nuclear:** reacción nuclear, producida por la unión de dos núcleos ligeros, que da lugar a un núcleo más pesado, con gran desprendimiento de energía. Ejemplo: La energía solar se origina por la fusión nuclear del hidrógeno en el Sol.

**Fisión nuclear:** rotura del núcleo de un átomo, con liberación de energía, tal como se produce mediante el bombardeo de dicho núcleo con neutrones. Ejemplo: La energía eléctrica generada de reactores nucleares.



## SEMANA 3

### 3) Teoría cuántica de Max Planck

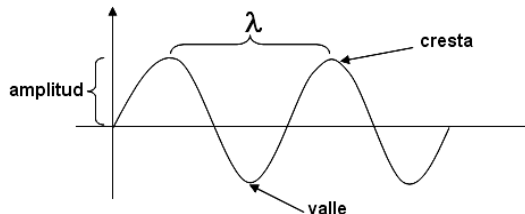
#### DE LA FÍSICA CLÁSICA A LA TEORÍA CUÁNTICA

Para entender la teoría cuántica de Planck, se debe tener ciertos conocimientos de la naturaleza de las ondas.

#### ONDA ELECTROMAGNÉTICA:

Una onda es una perturbación vibracional por medio de la cual se transmite energía.

**RADIACIÓN ELECTROMAGNÉTICA:** Es la emisión y transmisión de energía en forma de ondas electromagnéticas.



Las radiaciones electromagnéticas viajan en el vacío a la velocidad de la luz. Esta velocidad difiere de un medio a otro, pero no lo suficiente para alterar de manera significativa los cálculos.

$$c = \lambda \cdot f$$

c: velocidad de la luz: 300000 km/s,  $3 \times 10^{10}$  cm/s,  $3 \times 10^8$  m/s  
 $\lambda$ : longitud de onda.  
f: frecuencia.

La frecuencia aumenta conforme la longitud de onda disminuye, y viceversa. El espectro electromagnético en su totalidad comprende un extenso intervalo, que va desde los rayos gamma de alta energía, con la frecuencia y longitudes de onda cortas, hasta las ondas de radio de baja energía, con baja frecuencia y longitudes de onda largas.

#### TEORÍA CUÁNTICA DE LA RADIACIÓN ELECTROMAGNÉTICA

La física clásica suponía que los átomos y las moléculas podían emitir (o absorber) cualquier cantidad arbitraria de energía radiante. Planck sostenía que los átomos y las moléculas podían emitir (o absorber) energía radiante solo en cantidades discretas, como pequeños paquetes o cúmulos. Planck le dio el nombre de **cuanto** a la mínima cantidad de energía que podía ser emitida o absorbida en forma de radiación electromagnética. La energía E de un solo fotón (cuanto) de energía está dado por:

$$E = h \cdot f$$

h: constante de Planck;  $h = 6,63 \times 10^{-34}$  J.s. =  $6,63 \times 10^{-27}$  ergios  
f: frecuencia de radiación.

La energía que transporta cada fotón o cuanto depende del tipo de radiación electromagnética: es directamente proporcional a su frecuencia e inversamente proporcional a su longitud de onda.

c: velocidad de la luz.

$$E = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$

$\lambda$ : longitud de onda

Un cuerpo emite o absorbe energía en múltiplos enteros de la energía del fotón: E, 2 E, 3 E, 4 E,..... y nunca en cantidades fraccionarias de la energía del fotón: 0,5 E; 1,5 E; 1,2 E; 2,4 E;.....

#### EL ESPECTRO ELECTROMAGNÉTICO

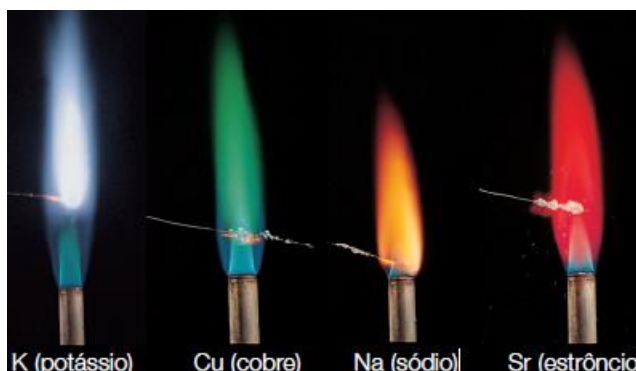
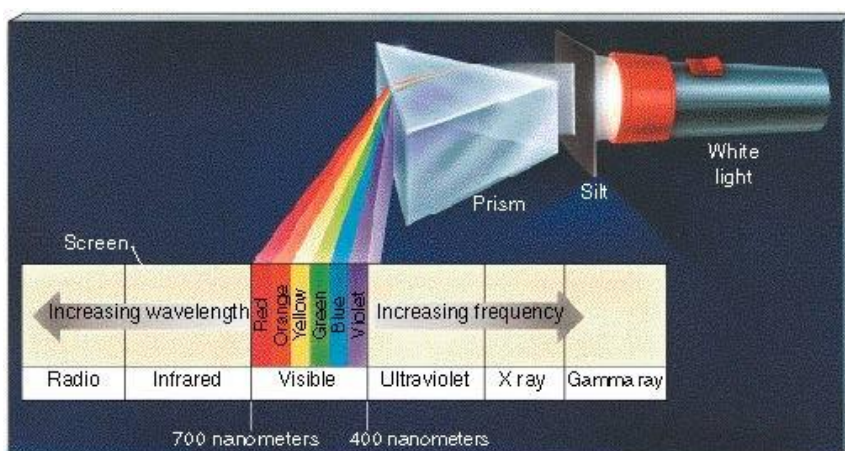
La luz, como la que emite el Sol o una bombilla incandescente, es una forma de energía radiante. Cuando se hace pasar a través de un prisma la luz blanca de una lámpara incandescente (una bombilla eléctrica ordinaria), la luz se separa en un espectro continuo o arcoíris de colores. Se produce el mismo fenómeno cuando la luz solar atraviesa una gota de lluvia. Los diferentes colores de la luz representan



cantidades distintas de energía radiante. La luz azul, por ejemplo, contiene más energía que la luz roja de la misma intensidad.

Además de la luz visible, existen otras formas de energía radiante, como los rayos gamma, la radiación ultravioleta y la radiación infrarroja. Todas estas formas de energía radiante, o radiación electromagnética, viajan por el espacio a razón de  $3.00 \times 10^8$  m/s: la velocidad de la luz. La radiación electromagnética viaja en ondas, muy parecidas a las que se forman en un lago en un día de viento. Como se muestra en la figura siguiente, la distancia entre crestas (o cualesquiera otros puntos equivalentes) de ondas consecutivas se llama longitud de onda, y se representa mediante la letra griega  $\lambda$  (lambda). El número de crestas que pasan por un punto determinado en 1 segundo recibe el nombre de frecuencia, y se representa con la letra griega  $\nu$  (nu). La velocidad de una onda se obtiene multiplicando la longitud de onda por la frecuencia.

La frecuencia aumenta conforme la longitud de onda disminuye, y viceversa. El espectro electromagnético en su totalidad comprende un extenso intervalo, que va desde los rayos gamma de alta energía, con alta frecuencia y longitudes de onda cortas, hasta las ondas de radio de baja energía, con baja frecuencia y longitudes de onda largas.





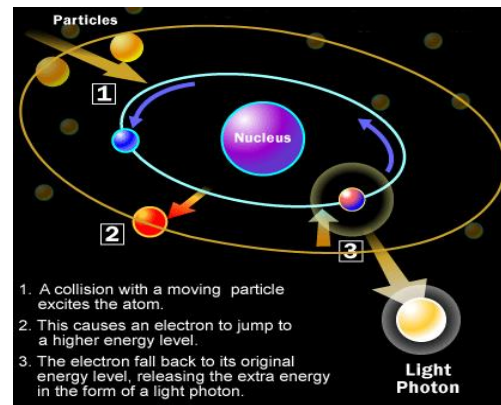
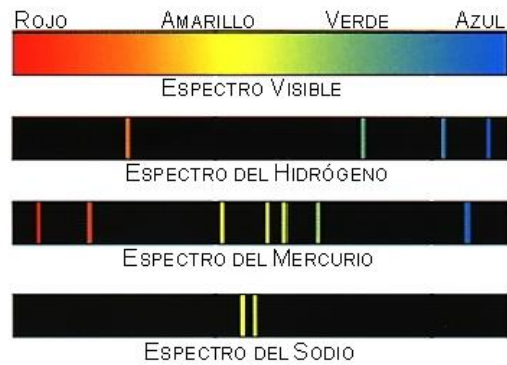
## ELECTRONES EXCITADOS Y ESPECTROS

Si la luz de una flama en la que se calienta una sustancia química determinada se hace pasar a través de un prisma, sólo se observarían líneas coloridas angostas en vez del espectro continuo que se observa cuando se hace pasar luz blanca a través de un prisma. Cada línea corresponde a luz de energía y frecuencia definidas. El patrón específico de líneas coloridas y frecuencias emitidas por cada elemento, su **espectro de líneas**, es una propiedad característica del elemento. El espectro de líneas permite identificar el elemento y se utiliza un instrumento llamado espectroscopio para observar este espectro. Dos científicos alemanes, Roben Bunsen y Gustav Kirchoff, informaron en 1859, que cada elemento tiene un espectro característico.

Los científicos han utilizado los espectros de líneas para establecer la constitución química de las estrellas y también de la atmósfera de los planetas. Hasta hace poco tiempo, todo lo que se sabía acerca de los cuerpos celestes tuvo que deducirse del examen de esta luz.

En el año 1900, el físico alemán Max Planck, propuso una explicación, conocida como teoría cuántica, de las frecuencias de la luz que emitían los sólidos muy calientes. En 1905 Albert Einstein amplió esta teoría para incluir todas las formas de luz. Según esta teoría cuántica, la luz se emite de modo discontinuo, en paquetes discretos o definidos llamados cuantos o fotones, no como una onda continua. La frecuencia de la luz, aumenta en proporción al incremento de la energía,  $E$ , donde  $h$ , la constante de Planck, es  $6,63 \times 10^{-34}$  joule-segundos (J-s).

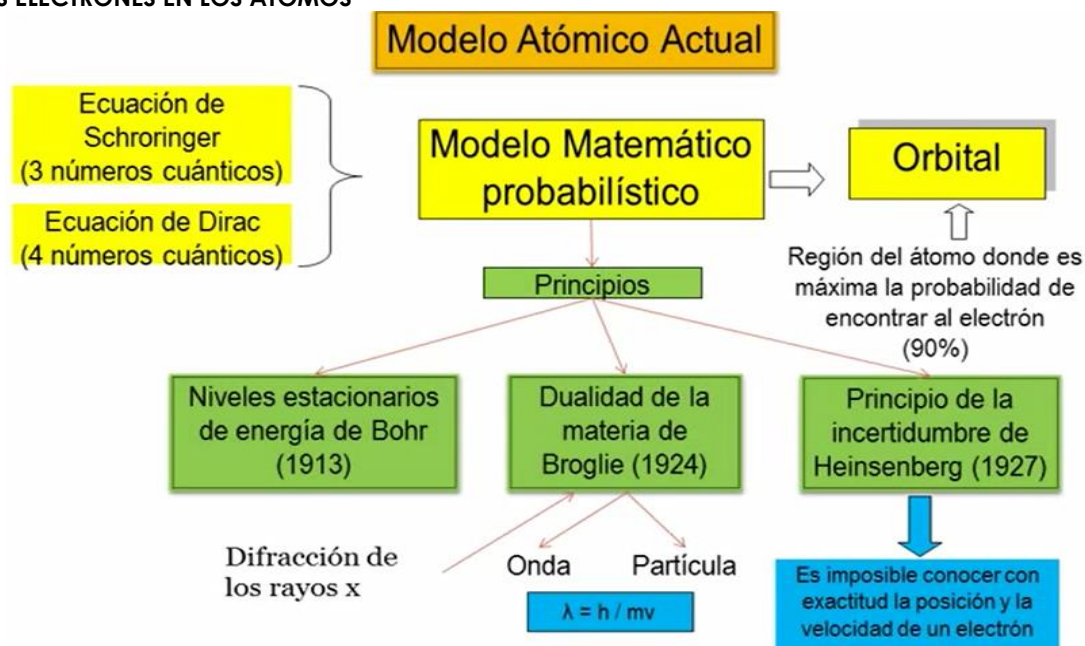
Como todo lo que está en movimiento, los electrones tienen energía cinética pero también poseen energía potencial. En este sentido, los electrones son rocas en un acantilado. Cuando las rocas caen, pierden energía potencial. Si los electrones caen hacia el núcleo, también ceden energía. Si esta energía corresponde a la frecuencia de la luz amarilla, por ejemplo, entonces éste es el color que se observa. En otras palabras: cuando los electrones excitados de los átomos caen de un estado de alta energía a un estado de baja energía, se emite luz de una frecuencia o color específico.



Si a un átomo se le aplica energía, ésta es absorbida por los electrones.  
Al absorberla aumenta el tamaño de su cuanto lo que les obliga a saltar a un nivel de energía mayor.



LOS ELECTRONES EN LOS ÁTOMOS



¿Qué relación hay entre esta información acerca de los electrones excitados y los espectros, y la estructura electrónica de los átomos? La primera respuesta satisfactoria fue aportada en 1913 por el físico danés Niels Bohr, quien, mediante la inclusión del trabajo de Planck y Einstein, formuló una ecuación que le permitía calcular las frecuencias de las líneas del espectro del hidrógeno. Bohr hizo la revolucionaria sugerencia de que los electrones de los átomos existen en **niveles de energía** específicos. Los electrones no pueden tener cualquier cantidad de energía, sino que deben tener ciertos valores específicos. Esto es como decir que puedes apoyarte en peldaños específicos de una escalera, pero no en el espacio entre ellos. Puedes subir un número determinado de peldaños hasta un nivel más alto, o bajar de regreso a un "estado basal". Al pasar de un peldaño a otro, la energía potencial (la energía debida a la posición) cambia en cantidades definidas, o cuantos. En el caso de un electrón, su energía total (potencial y cinética) cambia al pasar de un nivel de energía a otro dentro de un átomo. La absorción de un fotón o cuanto de energía (un paquete de energía extremadamente pequeño con una cantidad definida de energía) eleva el electrón a un nivel de energía más alto: un estado **excitado**. Cuando el electrón cae luego a niveles de energía más bajos, se desprende energía en cuantos específicos. La energía liberada tiene frecuencias específicas y se manifiesta como un espectro de líneas, no como un espectro continuo. Lea el recuadro "Electrones excitados y espectros", donde se describen cuatro métodos para llevar electrones de átomos a estados de energía más altos: calor, luz, bombardeo con electrones y reacciones químicas.



### LA PROPUESTA DE DE BROGLIE

El Francés Louis de Broglie, afirma que un haz de electrones debería mostrar características ondulatorias y comportarse como un haz de luz.

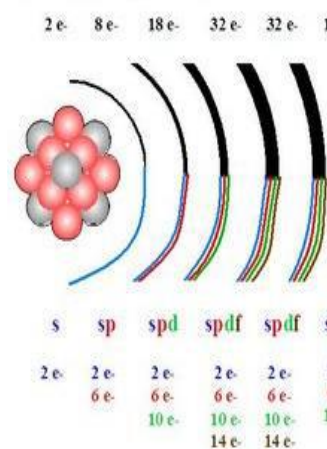
En esa época no había indicios experimentales que apoyaran la idea de De Broglie de que las partículas de materia tienen características de ondas, pero en 1927 dos estadounidenses (Clinton Davison y Lester Germer de los Bell Telephone laboratorios, en Nueva York y George Thomson (hijo de J.J.Thomson), en Inglaterra, informaron de manera independiente que un haz de electrones se desvía al atravesar un cristal. A partir de la cual la naturaleza ondulatoria de la materia se ha comprobado en muchas ocasiones.

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v}$$

### LA ECUACIÓN DE ONDA DE SCHRÖDINGER

En 1926 Erwin Schrödinger, uno de los estudiantes de posgrado de Bohr, formuló unas complejas ecuaciones matemáticas con base en el trabajo de De Broglie. Las ecuaciones de Schrödinger combinaban las propiedades de onda y la naturaleza de partícula de un electrón con restricciones cuánticas en complejas ecuaciones probabilísticas.

Las ecuaciones de Schrödinger permiten obtener valores que corresponden a regiones de alta probabilidad de encontrar a los electrones en torno a un núcleo. Al igual que una nube de electrones, las regiones de alta probabilidad electrónica no son las órbitas planetarias definidas del modelo de Bohr, sino que representan, en cambio, niveles de energía menos definidos y también regiones denominadas subniveles o subcapas. Cada uno de estos **subniveles** contiene uno o más orbitales. Cada **orbital** es una función matemática que corresponde a una región del interior de un átomo ocupada por un máximo de dos electrones con espín opuesto.



$$\frac{\delta^2 \Psi}{\delta x^2} + \frac{\delta^2 \Psi}{\delta y^2} + \frac{\delta^2 \Psi}{\delta z^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - V) \Psi = 0$$

Donde: x, y, z, representan los ejes coordenados en el espacio tridimensional.

$\Psi$  : función de onda del electrón

$\delta$  : símbolo de derivada parcial

m : masa del electrón

V : energía potencial de un electrón

E : energía total de un electrón

$\frac{\delta^2 \Psi}{\delta x^2}$  : se lee, segunda derivada parcial de función de onda respecto al eje x.

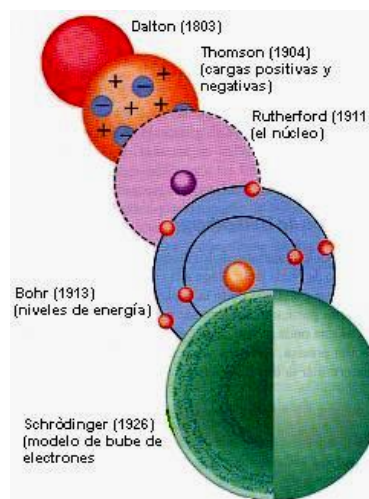
Es una ecuación diferencial de segundo orden, muy difícil de resolver manualmente, porque involucra muchas variables. Cada solución representa un estado particular del electrón y se describe mediante un conjunto de tres números cuánticos: n, l y m<sub>s</sub>. las soluciones de la ecuación de Schrödinger también indican las formas y orientaciones espaciales de los orbitales atómicos, relacionados con los números cuánticos n, l y m<sub>s</sub>.

En 1928, Paul Dirac reformuló la mecánica cuántica no relativista de Schrödinger teniendo en cuenta la teoría de la relatividad de Albert Einstein, creando así la mecánica cuántica relativista, que involucra en su solución los cuatro números cuánticos: n, l y m<sub>s</sub>. (número cuántico de spin magnético)

Los números cuánticos describen los estados energéticos del electrón y también proporcionan tres características fundamentales del orbital.

### EL PRINCIPIO DE INCERTIDUMBRE DE HEISENBERG

El modelo planetario de los átomos de Bohr recibió otro duro golpe en 1927, cuando el físico alemán y discípulo de Niels Bohr, Werner Heisenberg, llegó a la conclusión de que es imposible establecer con precisión tanto como la posición y la energía del electrón. Si el electrón se comporta como partícula, debería ser posible establecer en forma precisa su ubicación; pero si es una onda, como lo propuso De Broglie, entonces no podemos conocer su ubicación precisa. Por tanto, y de acuerdo con **el principio de la incertidumbre de Heisenberg**, es imposible establecer la trayectoria específica de un electrón, es incierta. Con ayuda de la compleja teoría que hoy conocemos como **mecánica cuántica**, es posible calcular la probabilidad de encontrar un electrón en lugares específicos dentro de un átomo o molécula.



$$\Delta x \cdot \Delta p \geq \frac{h}{4\pi}$$

$\Delta x$  = Incertidumbre o error en la medida de la posición.

$\Delta p$  = incertidumbre o error en la medida del momento.

$h$  = constante de Planck

### ACTIVIDAD 01

1. Relacione ambas columnas ubicando las figuras siguientes con la columna de clasificación a la que correspondan según su uso específico y luego marque la alternativa que estime correcta.

1	Material de medición					
2	Instrumento de medición					
3	Material de calentamiento					
4	Material de separación					
5	Material de soporte					

Rpta: 1E -2A-3C-4D-5B

2. ¿Cuál de las partículas subatómicas fundamentales tiene la menor masa?  
Rpta: El electrón
3. Determine la cantidad de energía que se obtiene (en ergios) al desintegrar totalmente un gramo de una sustancia radioactiva.  
Rpta:  $9 \times 10^{20}$
4. Usando la ecuación de Einstein determine la energía en joule correspondiente a 0,5 Kg de materia.  
Rpta:  $45 \times 10^{15}$
5. En una reacción nuclear se ha utilizado inicialmente 10 miligramos de Plutonio-242 liberándose  $40,5 \times 10^{10}$  Joule de energía. ¿Qué porcentaje de masa inicial se ha convertido en energía?  
Rpta: 45 %



6. Una sustancia radioactiva de  $27 \times 10^4$  kg se descompone liberando una enorme cantidad de energía. Determine la cantidad de energía liberada en Joule.  
**Rpta:  $2,43 \times 10^{22}$**
7. La desintegración de una porción de masa da lugar a la liberación de  $45 \times 10^{19}$  ergios de energía. Si la masa inicial fue de 5 kg ¿Qué porcentaje pasó a ser energía?  
**Rpta: 0,01**
8. En un proceso de fisión nuclear se han utilizado inicialmente 200 g de uranio-235 y se han liberado 270 TeraJoule (1 Tera =  $10^{12}$ ) de energía. ¿Qué porcentaje de la masa inicial se ha convertido en energía  
**Rpta: 1,5 %**
9. En una explosión nuclear se liberan  $1,28 \times 10^{14}$  J de energía, luego de esta explosión se recogieron 1,32 g de material radiactivo. Calcule la masa inicial de material radioactivo de la bomba  
**Rpta: 2,742 g**
10. Determine la cantidad de materia (masa) que al descomponerse genera  $63 \times 10^{20}$  ergios de energía.  
**Rpta: 7 g**
11. Determine la masa que se desintegra en la explosión de una bomba de hidrógeno de 10 megatones, donde un megatón es igual a  $4,186 \times 10^{22}$  erg.  
**Rpta: 465 g**
12. Si en la desintegración de una sustancia radioactiva se libera  $27 \times 10^{13}$  joule, determine la masa en gramos, que libera dicha energía.  
**Rpta: 3**
13. Una reacción nuclear se observa que una muestra que contiene 0,1 Kg de uranio, se convierte en energía. Determine cuantos Joules de energía se han producido.  
**Rpta:  $0,9 \times 10^{16}$**
14. En una reacción nuclear con  $3 \times 10^{-3}$  Kg de Plutonio-239 se libera  $120 \times 10^{12}$  J de energía. Determine qué porcentaje de la masa inicial se ha convertido en energía.  
**Rpta: 44,44 %**
15. En una explosión nuclear se liberan  $1,28 \times 10^{14}$  J de energía, luego de esta explosión se recogieron 1,32 g de material radiactivo. Calcule la masa inicial de material radioactivo de la bomba  
**Rpta: 2,742 g**
16. En cierta reacción de fisión nuclear se observa que a partir de una muestra de 1000 g de uranio, el 10% se convierte en energía. Determine cuántos Joule se han producido.  
**Rpta:  $9 \times 10^{15}$  J**
17. En relación a los espectros, señale cuáles de las siguientes proporciones son correctas  
I. Un sólido incandescente produce un espectro continuo  
II. Los átomos de un elemento químico tienen espectros característicos  
III.  $\lambda = c/f$   
**Rpta: II y III**
18. Según la teoría atómica de Niels Bohr, ¿cuál es la distancia en centímetros entre el tercer y quinto nivel en el átomo de hidrógeno?  
**Rpta:  $8,48 \times 10^{-8}$  cm**
19. Una muestra de metal es sometida calentamiento provocando una pérdida de energía de  $2,84 \times 10^{-19}$  Joule al descender un electrón de un nivel a otro ¿Cuál es la frecuencia en Hz, la longitud de onda en (Å) y la coloración de la llama observada?  
**Rpta:  $4,28 \times 10^{14}$  Hz, 7004 Å, rojo**



20. Un aparato de láser emite una luz cuya longitud de onda es 500 nm. Determine la energía del fotón en Joules y ergios.

**Rpta:  $3,98 \times 10^{-19}$  Joules,  $3,98 \times 10^{-12}$  Ergios**

21. Halle la longitud de onda en cm. y nm de un fotón que se irradia con una frecuencia de 60 kHz.

**Rpta:  $5 \times 10^5$  cm,  $5 \times 10^{12}$  nm**

22. La energía de un fotón es  $5,87 \times 10^{-20}$  J ¿Cuál es su longitud de onda en (nm)?

**Rpta:  $3,388 \times 10^3$  nm**

23. Relacione ambas columnas para establecer el nombre del científico que corresponda a sus respectivas contribuciones para la comprensión atómica. Luego marque la alternativa correcta.

1	Max Planck	a	Demostró que los electrones exhiben un comportamiento dual (onda-corpúsculo) por sus características de onda y propiedades de masa.
2	De Broglie	b	Desarrolló una compleja ecuación de probabilidad que incluye las propiedades de onda, la naturaleza de partícula y las restricciones cuánticas de los electrones.
3	Schrödinger	c	Sustentó que es imposible conocer simultáneamente y en forma precisa la posición y velocidad (por ende energía) de un electrón.
4	Heisenberg	d	Determinó experimentalmente que la longitud de onda de la radiación depende de la temperatura del cuerpo que la emite.

**Rpta: 1d -2a-3b-4c**

24. Las sustancias que contienen cesio, al ser excitadas, emiten luz de frecuencia  $6,91 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$ . ¿Qué longitud de onda en angstroms y qué coloración produce una sal de cesio cuando se utiliza mezclado entre los componentes de un cohete para producir juegos artificiales?

**Rpta: 4341,5 Angstroms, Azul**

25. Un compuesto de Rubidio se calienta a la llama del mechero de Bunsen emitiendo fotones con energía de  $1,156 \times 10^{-34}$  Megatones ( $1 \text{ MT} = 4,184 \times 10^{15} \text{ Joules}$ ) ¿Cuál es la longitud de onda (nm) y la coloración de la llama?

**Rpta: 411,2 –violeta**

26. Cierta emisora de radio emite una señal de audio con una frecuencia de 60 MHz. ¿A qué distancia de dicha emisora vive un estudiante de química quién sabe que entre su casa y la emisora se cuentan 1000 ondas electromagnéticas?

**Rpta: 5 km.**

27. Calcule la frecuencia (Hz) y la energía en (Ergios) de la radiación roja que tiene una longitud de onda de  $6500 \text{ \AA}$ .

**Rpta:  $4,615 \times 10^{14}$  Hz,  $3,06 \times 10^{-12}$  ergios**

28. Un electrón se desplaza en forma de onda, siendo el valor de su longitud de onda igual a  $4000 \text{ \AA}$ , determine el valor de la frecuencia y energía en Joules.

**Rpta:  $7,5 \times 10^{14}$  Hz,  $4,97 \times 10^{-19}$  Joules.**

29. Halle la energía (Joule) y la longitud de onda en angstroms, que el átomo emite cuando el electrón salta del tercer al segundo nivel energético.

**Rpta:  $-3,022 \times 10^{-19}$  Joules,  $6,582 \times 10^3 \text{ \AA}$**

30. La raya azul del espectro de hidrógeno se produce cuando el electrón salta del nivel 6 al nivel 3. a) Determine la energía en ergios, b) Calcule la longitud de onda en (nm)

**Rpta: a)-1,813 Ergios b)  $1,097 \times 10^3$  nm**

31. Un estudiante de la Universidad Continental está desarrollando una práctica de laboratorio de química sobre resistencia de materiales y somete una muestra de cierto metal a calentamiento en la llama del mechero de Bunsen, lo que provoca una pérdida de energía de  $2,84 \times 10^{-12}$  ergios por el descenso de un electrón de un nivel a otro. Determine



- a) Longitud de onda en angstroms
- b) La coloración de la llama
- c) la frecuencia en MHz

**Rpta: a) 7004 Å , b) Rojo c) 4,283x10<sup>8</sup> MHz**

32. La distancia entre los planetas Marte y Tierra es de unos 210 millones de kilómetros. Calcule el tiempo que demoran las películas de televisión transmitidas desde lo más cerca posible de la superficie de Marte por el vehículo espacial Viking, para poder ser captadas por los laboratorios especializados de la Tierra.

**Rpta: 700 s**

33. Un compuesto de Rubidio se calienta a la llama del mechero de Bunsen emitiendo fotones con energía de  $1,156 \times 10^{-34}$  Megatones ¿Cuál es la longitud de onda (nm) y la coloración de la llama? (1Mt=  $4,186 \times 10^{22}$  erg)

**Rpta: 411 - violeta**

34. El Instituto alemán Max Planck de Plasmafísica ha lanzado una convocatoria mundial a las universidades para presentar sus iniciativas de investigación en materiales altamente innovadores para la construcción. En este marco, 5 estudiantes de nuestra universidad están desarrollando unas prácticas de laboratorio de química sobre resistencia de materiales para concretar su postulación a la convocatoria alemana. Cada uno de ellos, someten una muestra del mismo metal a calentamiento en la llama del mechero de Bunsen lo cual provocó una pérdida de energía de  $2,84 \times 10^{-12}$  ergios por el descenso de un electrón de un nivel a otro. De los reportes de laboratorio de cada uno de ellos conteniendo información de la coloración de la llama y la longitud de onda asociada al cambio de energía ningún resultado entre los alumnos concuerda y se quiere saber quién presentó el reporte correcto. De acuerdo a tus cálculos ¿qué estudiante está en lo cierto?

**Rpta: Patrick: color rojo y 7004 Å**

35. Cierta emisora de radio emite una señal de audio con una frecuencia de 60 MHz. ¿A qué distancia de dicha emisora vivirá un estudiante de química quién sabe que entre su casa y la emisora se cuentan 1000 ondas electromagnéticas.

**Rpta: 5 km**

36. ¿Calcule la frecuencia (Hz) de la radiación roja que tiene una longitud de onda de 6500 Å.

**Rpta:  $4,6 \times 10^{14}$**

37. Halle la longitud de onda de un fotón que se irradia con una frecuencia de 60 kHz. (kHz=1000 Hz)

**Rpta:  $5 \times 10^5$  Hz**

38. La energía de un fotón es  $5,87 \times 10^{-20}$  J ¿Cuál es su longitud de onda en (nm)?

**Rpta:  $3,38 \times 10^{-6}$  J**

39. ¿Cuál es la longitud de onda de De Broglie asociada a una pelota de ping pong de 0,06 gramos de masa que viaja a una velocidad de 65 m/s.

40. Un aparato de láser emite una luz cuya longitud de onda es 500 nm. Determinar la energía del fotón en eV.

41. Según la teoría atómica de Niels Bohr ¿Cuál es la distancia entre el tercer y quinto nivel en el átomo de Hidrógeno?

42. La distancia entre los planetas Marte y Tierra es de unos 210 millones de kilómetros. Calcular el tiempo que demoran las películas de televisión transmitidas desde lo más cerca posible de la superficie de Marte por el vehículo espacial Viking, para poder ser captadas por los laboratorios especializados de la Tierra.

43. Un compuesto de Rubidio se calienta a la llama del mechero de Bunsen emitiendo fotones con energía de  $1,156 \times 10^{-34}$  Megatones ¿Cuál es la longitud de onda (nm) y la coloración de la llama?



## Teoría de Bohr

### MODELO ATÓMICO DE NIELS BOHR

En 1913 Niels Bohr discípulo de Rutherford propone un nuevo modelo para el átomo de hidrógeno u otros átomos que poseen un solo electrón llamados hidrogeniones, aplicando acertadamente la teoría cuántica de la radiación de PLANK. Su modelo está basado en los siguientes postulados:

**1er. Postulado:** El átomo de hidrógeno consta de un núcleo (+) y a su alrededor gira en forma circular un electrón (-) de tal manera que la fuerza electrostática de atracción entre las cargas contrarresta con la fuerza centrífuga en virtud a la segunda Ley de Newton.

**2do. Postulado:** El electrón gira en determinadas órbitas de radios definidos, llamados también niveles cuantificados de energía. No permite otras órbitas que no sean aquellas en donde se cumple que el momento angular del electrón sea igual a múltiplos enteros de  $h/2\pi$ .

$$m \cdot v \cdot r = n \cdot \frac{h}{2\pi}$$

$$r_n = 0,53n^2 \text{ Angstroms}$$

Donde:  $n$  = número del nivel (capa u órbita)  
 $r$ : = radio de la órbita

**3er. Postulado:** El electrón mientras gira en una misma órbita, no emite ni absorbe energía, debido a que dichas órbitas son estados estacionarios de energía.

$$E_n = b / n^2$$

Donde:  $b$  = -13,6 eV = -313,6 k cal/mol  
 $n$  = número del nivel  
 $E_n$  = energía del electrón en una órbita  $n$ .

### Ejemplos:

1. Para el primer nivel ( $n = 1$ ):  $E_1 = -313,6 / (1)^2 = -313,6 \text{ kcal/mol}$
2.  $n = 2$
3.  $n = 3$

Además: 1 electrón voltio (e.v.) =  $1,6 \times 10^{-19}$  Joule  
1 kilocaloría (k cal) =  $4,18 \times 10^3$  Joule  
1 mol =  $6 \times 10^{23}$  átomos

**4to. Postulado:** Un átomo solo emite energía cuando un electrón salta de un nivel superior de energía a otro inferior y absorbe energía en el caso contrario. La energía emitida o absorbida por el átomo recibe el nombre de Fotón o cuanto de luz.

$$\Delta E = E_f - E_i = 13,6 \text{ eV} \left( \frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right)$$

Donde:  $E_f$  = es la energía del nivel más alejado ( $n_f$ )  
 $E_i$  = es la energía del nivel más cercano ( $n_i$ )

Además de acuerdo a la teoría de Planck

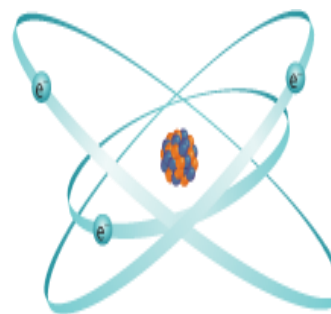
$$\Delta E = hf = h c / \lambda = E_f - E_i$$

SERIE	$n_i$	$n_f$	REGIÓN
LEYMAN	1	2,3,4,...∞	ULTRAVIOLETA
BALMER	2	3,4,5,...∞	VISIBLE
PASCHEN	3	4,5,6,...∞	INFRARROJO CERCANO
BRACKETT	4	5,6,7,...∞	INFRARROJO VERDADERO
PFUND	5	6,7,8,...∞	INFRARROJO LEJANO

### RESTRICCIONES DEL ÁTOMO DE BOHR

- La teoría de Bohr sólo es aplicable para átomos con un solo electrón: H,  ${}^2\text{He}^+$ ;  ${}^3\text{Li}^{+2}$ ;  ${}^4\text{Be}^{+3}$  y  ${}^5\text{B}^{+4}$ ; por lo tanto, no explica los fenómenos relacionados con átomos polielectrónicos (con dos o más electrones).
- No explica el efecto Zeeman (desdoblamiento de líneas espectrales cuando el átomo es sometido a la acción de un campo magnético externo), por lo tanto, la existencia de subniveles.
- Contradice el principio de incertidumbre de Heisenberg al plantear trayectorias definidas para los electrones cuando giran alrededor del núcleo atómico.

**Arnold Sommerfeld:** Con espectroscopios más precisos se determinó que algunas de las líneas de elementos diferentes de hidrógeno eran dobles o aún más complejas, lo que implicaba que los electrones del mismo nivel energético no poseían la misma energía es así que Sommerfeld completó el modelo atómico de Bohr formulando la existencia de los subniveles de energía. Sostuvo también que los electrones además de seguir órbitas circulares seguían también órbitas elípticas. Este modelo permitió explicar el efecto Zeeman.



### ACTIVIDAD 02

- En las siguientes proposiciones, identifique la alternativa incorrecta:
  - Las partículas del átomo que se encuentran en el núcleo son llamadas nucleones.
  - Los neutrones no poseen carga pero si presentan masa relativa.
  - La masa del electrón es mucho menor que la masa del protón.
  - Cuando el número de protones y neutrones es igual se dice que el átomo es neutro
  - Los nucleones poseen gran masa en comparación con otras partículas sub-atómicas
- Las cargas de las partículas que componen el átomo son:
  - protón (+), neutrón (0), electrón (-).
  - protón (+), neutrón (-), electrón (0).
  - protón (-), neutrón (0), electrón (+).
  - protón (0), neutrón (+), electrón (-).
  - protón (0), neutrón (-), electrón (+).
- Un error en los postulados de Bohr fue asumir que:
  - los electrones giran muy rápido en torno al núcleo
  - los electrones giran en orbitas definidas alrededor del núcleo
  - la energía de un electrón está cuantizada
  - en estado fundamental el electrón se encontrará muy cercano al núcleo
  - si un electrón recibe energía puede pasar a un nivel superior
- En su modelo atómico Bohr plantea:
  - el principio de incertidumbre
  - que todos los átomos son similares al hidrógeno
  - que los electrones se ubican siempre en el nivel más cercano al núcleo
  - que si los electrones permanecen en un mismo nivel su energía es invariable
  - los números cuánticos.





5. La ecuación de Schrödinger describe el comportamiento del electrón basado en:
- A) sus propiedades electromagnéticas basadas en la física clásica
  - B) su velocidad al girar alrededor del núcleo
  - C) su comportamiento como una onda
  - D) su tamaño con respecto al núcleo
  - E) la aplicación de la física clásica unida a la cuántica
6. Una consecuencia de la aplicación del modelo mecánico cuántico es
- A) el error al asumir válido el principio de incertidumbre
  - B) el descubrimiento de los neutrones en el núcleo del átomo
  - C) los números cuánticos
  - D) la determinación exacta de la masa del electrón
  - E) la radiactividad
7. Por convención se establece que el electrodo negativo se denomina:
- A) catión
  - B) anión
  - C) electrón
  - D) ánodo
  - E) cátodo
8. El modelo atómico de Bohr se denominó "estacionario" porque:
- A) los electrones siempre giran en las mismas regiones y por lo tanto se mantienen estacionados en ellas
  - B) los electrones se mueven mientras el núcleo está estacionado
  - C) al absorber energía un electrón deja de moverse para poder pasar a otro nivel
  - D) a pesar del movimiento de los electrones los átomos no se mueven
  - E) mientras los electrones se mantengan en el mismo nivel no ganan ni pierden energía.
9. En relación a los espectros, señale cuáles de las siguientes proporciones son correctas
- I. Un sólido incandescente produce un espectro continuo
  - II. Los átomos de un elemento químico tienen espectros característicos
  - III.  $\lambda = c/f$
- A) I
  - B) II
  - C) II y III
  - D) I, II y III
  - E) I y III
10. Respecto a los rayos gamma, ultravioleta y alfa, indica el valor de verdad de las siguientes proposiciones:
- I. Todas son ondas electromagnéticas. ( )
  - II. Se propagan con la misma velocidad en el vacío. ( )
  - III. Los rayos alfa no se encuentran en el espectro electromagnético. ( )
- A) VVV
  - B) VFV
  - C) VFF
  - D) FVF
  - E) FFV
11. Según la teoría atómica de Niels Bohr, ¿Cuál es la distancia en centímetros entre el tercer y quinto nivel en el átomo de hidrógeno?
- A)  $4,77 \times 10^{-8}$
  - B)  $8,48 \times 10^{-8}$
  - C)  $2,65 \times 10^{-8}$
  - D)  $8,48 \times 10^{-8}$
  - E)  $4,77 \times 10^{-9}$
12. ¿Cuál es la longitud de onda de De Broglie asociada a una pelota de ping pong de 0,06 gramos de masa que viaja a una velocidad de 65 m/s.
- A)  $1,7 \times 10^{-36}$
  - B)  $1,7 \times 10^{-32}$
  - C)  $1,7 \times 10^{-34}$
  - D)  $1,8 \times 10^{-32}$
  - E)  $1,8 \times 10^{-34}$





13. Según la teoría atómica de Niels Bohr ¿Cuál es la distancia entre el tercer y quinto nivel en el átomo de Hidrógeno?
- A) 8,48 Å                                      B) 4,77 cm                                      C) 4,77 Å  
D) 8,48 cm                                      E) 13,25 Å
14. Calcule la longitud de onda (en metros) de una pelota de tenis que pesa 60 gramos y que viaja a la velocidad de 62 m/s.
- A)  $1,7 \times 10^{-36}$                                       B)  $1,7 \times 10^{-32}$                                       C)  $1,7 \times 10^{-34}$   
D)  $1,8 \times 10^{-32}$                                       E)  $1,8 \times 10^{-34}$
15. Halle la energía (eV) que el átomo emite cuando el electrón salta del tercer al segundo nivel energético.
- A) 1,904    B) 0,19    C)  $3,05 \times 10^{-12}$   
D) 13,6    E) 0,14
16. Calcule la energía emitida (eV) cuando un electrón salta del nivel 4 al nivel 1, en un átomo normal de hidrógeno.
- A) 12,09    B) 19,04    C) 24,4  
D) 1,23    E) 12,75
17. Cuál es la longitud de onda (nm) de un fotón emitido durante la transición desde el estado  $n=5$  al estado  $n=2$  en el átomo de hidrógeno.
- A) 780    B) 11230    C) 434  
D) 589    E) 275



## SEMANA 4

### TEORÍA ATÓMICA ACTUAL Y ESTRUCTURA ATÓMICA

#### 4. 1. CONCEPTO ACTUAL DEL ÁTOMO

El átomo es la partícula más pequeña de un elemento químico que conserva las propiedades de dicho elemento; es un sistema dinámico y energético en equilibrio, constituido por dos partes:

##### 1) ZONA INTERNA: NÚCLEO

Que es la parte central, muy pequeño y de carga positiva, contiene aproximadamente 200 tipos de partículas denominadas **nucleones**, de los cuales, los **protones** y **neutrones** son los más importantes (**nucleones fundamentales**). Estos poseen gran masa en comparación con otras partículas, por lo tanto, el núcleo atómico concentra casi la totalidad de la masa atómica (99.99% de dicha masa). Los nucleones se encuentran unidos mediante la fuerza nuclear o fuerza fuerte, que es la fuerza natural más grande que se conoce y tiene corto alcance, sólo para dimensiones nucleares.

Es una zona de alta densidad cuyo valor aproximado es de  $2,44 \times 10^{14}$  g/cm<sup>3</sup>

##### 2) ZONA EXTRANUCLEAR O NUBE ELECTRÓNICA

Es un espacio muy grande (constituye el 99.99% del volumen atómico), donde se encuentran los electrones ocupando ciertos estados de energía (orbitales, subniveles y niveles). Los electrones se encuentran a distancias no definidas respecto al núcleo y se desplazan en torno a ellas en trayectorias también indefinidas, porque según la mecánica ondulatoria o mecánica cuántica, solo podemos determinar la región espacial energética donde existe la mayor probabilidad de encontrar un electrón, llamado orbital o nube electrónica.

Se debe tener en cuenta que en todo átomo, de cualquier elemento químico se cumple:

Para el átomo neutro

$$\text{N}^\circ \text{ Protones (+)} = \text{N}^\circ \text{ Electrones (-)}$$

$$D_A = 100000 D_N$$

$D_A$  = diámetro del átomo

$D_N$  = diámetro del núcleo

#### 4. 2. PARTÍCULAS SUBATÓMICAS FUNDAMENTALES: ELECTRONES, PROTONES Y NEUTRONES

Los protones y los neutrones tienen prácticamente la misma masa: 1.007276 uma y 1.008 665 uma, respectivamente. Esto equivale a decir que una persona pesa 100.7 kg y otra pesa 100.9 kg; la diferencia es tan pequeña que resulta insignificante. En la mayor parte de los casos consideraremos la masa tanto del protón como del neutrón como de 1 uma.

Serían necesarios 1837 electrones para tener una masa total equivalente a la masa de un solo protón, y no se ha de descubierto elemento alguno cuyos átomos contengan más de 118 electrones. En otras palabras los electrones constituyen una fracción extremadamente pequeña de la masa de un átomo. Para todo fin práctico podemos considerar la masa de un electrón como 0 uma. En la tabla se muestran las cargas y las masas relativas ( en unidades de masa atómica) de estas tres partículas:

PARTÍCULAS SUB ATÓMICAS				
Partícula	Símbolo	Carga eléctrica	Masa relativa	Masa (g)
			(uma)	
Electrón	e-	1-	1/1837	$9.10953 \times 10^{-28}$ g
Protón	p+ o p	1+	1	$1.67265 \times 10^{-24}$ g
Neutrón	n	0	1	$1.67495 \times 10^{-24}$ g

La tabla también indica las masas de estas partículas en gramos para mostrar cuán pequeñas son en realidad

(1 uma =  $1.6606 \times 10^{-24}$  g). Trabajar con masas exactas en gramos haría los cálculos muy engorrosos; por eso se emplean las unidades de masa atómica relativas. La masa del electrón es prácticamente de cero, de modo que la masa de un átomo es fundamentalmente la de sus protones y neutrones. La suma de los protones y neutrones de un átomo recibe el nombre de número de masa.



$$\text{Número de masa} = \text{Número de protones} + \text{Número de neutrones}$$

### 4. 3. TAMAÑO DE UN ÁTOMO

Los átomos son demasiado pequeños para poder verlos incluso con el microscopio óptico más potente. En 1976, un grupo de científicos encabezados por George W. Stroke de la Universidad Estatal de Nueva York en Stony Brook obtuvo imágenes fotográficas que mostraban la ubicación y el tamaño relativo de los pequeñísimos átomos de carbono, magnesio y oxígeno en el corte de un cristal. Ya para la segunda mitad de la década de 1980 se obtenían imágenes de átomos de la superficie de ciertos materiales mediante el microscopio de túnel de barrido (STM, por sus siglas en inglés: scanning tunneling microscope), inventado en 1981, e instrumentos similares como el microscopio de fuerza atómica (AFM, por sus siglas en inglés: atomic force microscope), inventado en 1985. Las sondas de estos instrumentos detectan y delimitan las "protuberancias" que los átomos forman en la superficie de los materiales (Fig. de átomos reales de átomos de silicio).

En el centro de cada átomo, las partículas subatómicas de mayor masa, los protones y los neutrones, están empaquetados en un diminuto **núcleo**. El núcleo de un átomo tiene un diámetro aproximado de  $1 \times 10^{-15}$  m. Esto representa alrededor de un cienmilésimo del diámetro de un átomo. Para visualizar la pequeñez del núcleo, imagina un globo de diez pisos de altura. Si el globo fuera un átomo, entonces su núcleo sería del tamaño de una munición; el resto del espacio del átomo globo sería el dominio de los electrones.

### 4. 4. NÚMERO ATÓMICO

Todos los átomos de un elemento en particular tienen el mismo número de protones. Se define el **número atómico** como el número de protones que hay en el núcleo de un átomo.

Todos los átomos de hidrógeno tienen 1 protón; el número atómico del hidrógeno es 1. *El número de protones determina la identidad de cada elemento.* El oro es oro porque tiene 79 protones, no 78, 80 o cualquier otro número.

**El número atómico de un elemento es igual al número de protones que hay en el núcleo de cada átomo de ese elemento y se representa por "Z"**

#### NÚMERO ATÓMICO O CARGA NUCLEAR (Z)

Nos indica el número de protones contenidos en el núcleo del átomo de un elemento, y es exactamente igual al número de electrones, cuando el átomo es neutro.

$$Z = \# \text{protones} = \# p^+$$

En los átomos neutros eléctricamente se cumple:

$$Z = \# p = \# e^-$$

#### NUMERO DE MASA O NUMERO MASICO (A)

Es denominado número de nucleones fundamentales de un átomo, nos indica el número total de protones y neutrones presentes en el núcleo de un átomo de un elemento.

$$A = \# P + \# n^0$$

EJEMPLO : Examinemos un átomo de sodio, que tiene 11 protones, 11 electrones y un número de masa de 23 uma. (a) ¿Cuál es la carga eléctrica total del átomo?, (b) ¿Cuántos neutrones tiene este átomo? y (c) ¿Cuál es el número atómico del sodio?

#### SOLUCIÓN

a. La carga total es cero. El número de electrones (cada uno con una carga de  $1^-$ ) es igual al número de protones (cada uno con una carga de  $1^+$ ).

b. Este átomo tiene 12 neutrones.

Número de neutrones = Número de masa — Protones

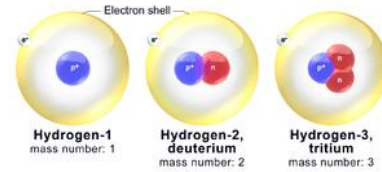
Número de neutrones =  $23 - 11 = 12$

c. El número atómico del sodio es 11; tiene 11 protones.

#### 4. 5. TIPOS DE NUCLIDOS

##### 1. ISÓTOPOS O HILIDOS

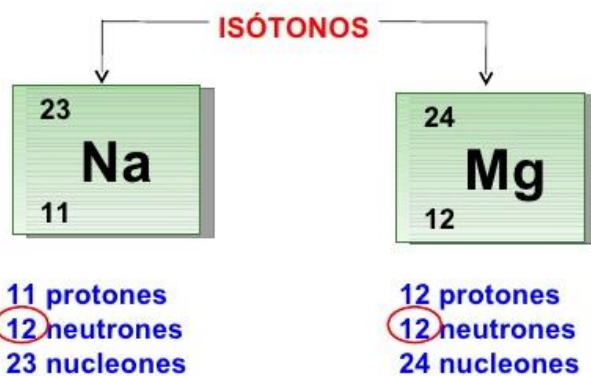
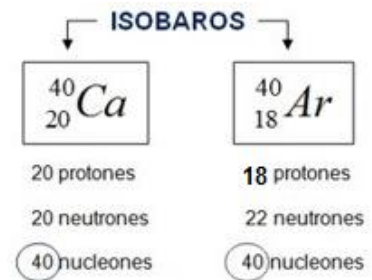
Los isótopos son átomos que tienen el mismo número atómico, pero diferente masa atómica. Es decir, contienen el mismo número de protones pero difieren en el número de neutrones. Como ejemplo, tendríamos el Hidrógeno y sus 3 isótopos, el Protio, el Deuterio y el Tritio.



##### 2. ISOBAROS

Son núclidos que pertenecen a diferentes elementos, pero que poseen igual número de masa, diferente número atómico y diferente número de neutrones, es decir igual número de nucleones fundamentales.

Poseen propiedades físicas y químicas diferentes.



##### 3. ISOTONOS

Son núclidos pertenecientes a elementos diferentes. Poseen diferente número de protones e **igual número de neutrones**; por lo tanto diferentes números de masa.

Sus propiedades químicas y físicas son diferentes.

#### ION O ESPECIE QUÍMICA ELECTRIZADA

Son especies químicas que presentan carga eléctrica neta, positiva o negativa, debido a que la cantidad de protones es diferente a la cantidad de electrones.

Cuando un átomo gana electrones el proceso se llama reducción, y cuando pierde electrones se llama oxidación.

Los iones poseen propiedades diferentes (especialmente propiedades fisiológicas) que sus respectivos átomos neutros. Los iones:  $\text{Ca}^{+2}$ ,  $\text{Mg}^{+2}$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{S}^{-2}$ ,  $\text{Zn}^{+2}$ ,  $\text{Fe}^{+2}$ , etc. Son vitales en sistemas biológicos.

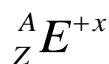
#### ION POSITIVO O CATION

Se genera cuando un átomo neutro pierde uno o más electrones por lo que todo el sistema atómico tiene una carga neta positiva.

Ejemplo



En general:



\* Cation que resulta de perder "x" electrones.

\* N° protones = Z

\* N° electrones = Z - x



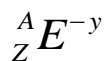
### ION NEGATIVO O ANIÓN

Se genera cuando el átomo neutro gana uno o más electrones, por lo que todo el sistema atómico tiene una carga negativa.

Ejemplo:



En general:



\* Anión que resulta de ganar "y" electrones.

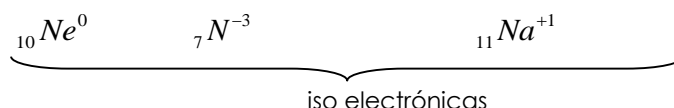
\* N° protones = Z

\* N° electrones = Z + y

### 4. ESPECIES ISO ELECTRÓNICAS

Son átomos o iones que poseen igual número de electrones en su estructura. En el caso de las especies atómicas (átomos neutros o iones monoatómicos), para que sean iso electrónicas deben cumplir 3 condiciones: (1) poseer diferente número atómico (Z), (2) poseer igual número de electrones y (3) tener igual distribución electrónica.

Ejemplo:



### 5. MASAS ATÓMICAS DE LOS ELEMENTOS

Mira la tabla periódica y advierte que cada elemento tiene una masa atómica media que suele denominarse **peso atómico** que es por lo general un valor decimal, no un número entero. La masa atómica de un elemento que se muestra en la tabla periódica es en realidad un promedio ponderado de las masas de todos los isótopos naturales de ese elemento. La mayor parte de los elementos tienen varios isótopos de origen natural, pero sus proporciones varían según el elemento. La masa de los átomos del isótopo carbono 12 se ha definido como exactamente 12 uma. Las masas relativas de todos los demás átomos se establecen comparándolas con este patrón. Aunque se han producido isótopos sintéticos de prácticamente todos los elementos en el laboratorio, estos isótopos no se tienen en cuenta para calcular las masas atómicas.

Por ejemplo.

En una muestra del elemento bromo, aproximadamente la mitad de los átomos tienen una masa atómica de 79 uma, y la otra mitad, de 81 uma. Con 50% de bromo-79 y 50% de bromo-81, la masa sería exactamente 80 uma. Este valor es muy próximo a la masa del bromo, que se indica en la tabla periódica como 79.9 uma.

Para calcular la Masa Atómica Promedio o el Peso Atómico se considerara la siguiente fórmula:

$$P.AoM . A.P = \frac{A_1\%_1 + A_2\%_2 + A_3\%_3 + \dots + A_n\%_n}{100\%}$$

*P.A. = masa atómica promedio o pesoatómico*

*A = masa atómica del isótopo*

*% = abundancia del isótopo*

## SEMANA 5

### Teoría cuántica y la estructura electrónica de los átomos

#### NÚMEROS CUÁNTICOS:

Las soluciones de la ecuación de Schrödinger para átomos de hidrógeno dieron funciones de onda ( $\Psi$ ), que describen los estados disponibles del electrón único del átomo de hidrógeno. Cada uno de los estados posibles se describe mediante cuatro números cuánticos. Aquí, utilizaremos estos números cuánticos para designar la distribución electrónica de todos los átomos, las llamadas **configuraciones electrónicas**. Estos números cuánticos desempeñan un papel muy importante en la descripción de los niveles de energía de los electrones y la forma de los orbitales que describe la distribución de los electrones en el espacio.

#### NÚMERO CUÁNTICO PRINCIPAL( $n$ )-NIVEL DE ENERGÍA

Describe el nivel principal de energía o capa que ocupa un electrón. Según la teoría moderna de la mecánica cuántica, a cada nivel de energía principal, designado mediante la letra  $n$ , se le asigna un número entero positivo 1,2,3,..., comenzando por  $n = 1$  para el primer nivel de energía más próximo al núcleo. Los electrones que ocupan niveles de energía de número más alto están más alejados del núcleo. El número total de electrones en los cuatro primeros niveles de energía ( $2n^2$ ) es 2, 8, 18 y 32.

#### NÚMERO CUÁNTICO DE MOMENTO ANGULAR ( $l$ ) - SUBNIVELES DE ENERGÍA

El uso de la mecánica cuántica y de la ecuación de Schrodinger ha permitido penetrar más profundamente en la estructura electrónica de los átomos. De acuerdo con los cálculos de la mecánica cuántica, cada nivel de energía de un átomo comprende uno o más subniveles (también conocidos como subcapas). El primer nivel de energía tiene un solo subnivel; el segundo tiene dos subniveles; el tercer nivel de energía tiene tres subniveles, y así sucesivamente. En otras palabras, el nivel de energía  $n$  tiene  $n$  subniveles.

$$l = 0, 1, 2, \dots, (n-1)$$

Por tanto el valor máximo de  $l$  es  $(n-1)$ . A cada valor de  $l$  se le da una notación literal. Cada letra corresponde a un subnivel (subcapa) diferente.

$$l = 0, 1, 2, 3, \dots, (n-1)$$

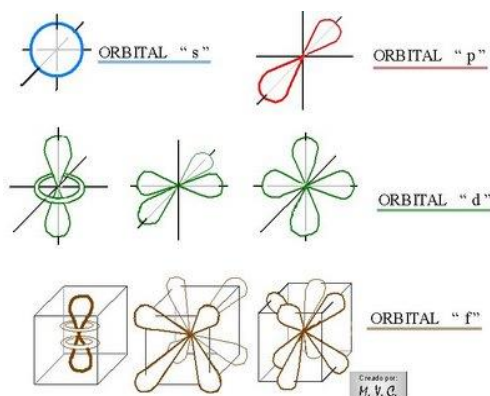
s, p, d, f

El valor máximo de  $l$  en la primera capa es cero, lo cual nos dice que solo hay una subcapa s. En la segunda capa o nivel los valores permisibles de  $l$  son 0 y 1, y eso indica que solo hay subcapas o subniveles s y p.

#### NÚMERO CUÁNTICO MAGNÉTICO ( $m_l$ )

Cada subnivel tiene uno o más orbitales, cada uno de los cuales es una región de forma tridimensional específica. Los orbitales que conforman cierta subcapa difieren en su orientación espacial, pero no en su energía. En cada sub-capas,  $m_l$  puede tomar valores enteros que van desde  $-l$ , pasando por cero, hasta  $+l$ , cada **orbital** puede contener dos electrones, un par, como máximo, pero los electrones de este par deben tener espines opuestos. La idea de que si dos electrones ocupan el mismo orbital deben tener espines opuestos fue una importante aportación que hizo Wolfgang Pauli en 1925. Esto se conoce como el **principio de exclusión de Pauli**.

$$m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l$$



El valor máximo de  $m_l$ , depende del valor de  $l$ . Por ejemplo, cuando  $l = 1$ , que designa a la subcapa p, hay tres valores permisibles de  $m_l$ : -1, 0 y +1. En consecuencia, con una subcapa "p" están asociadas tres regiones distintas, llamados orbitales atómicos, los cuales se designan como orbitales  $p_x$ ,  $p_y$  y  $p_z$ .

### NUMERO CUÁNTICO ESPÍN ( $m_s$ )

Se refiere al giro del electrón y a la orientación del campo magnético que genera este giro. Para cada serie de valores  $n$ ,  $l$ ,  $m_l$  y  $m_s$ , puede tomar el valor de  $+1/2$  o  $-1/2$ .

NIVELES, SUBNIVELES Y ORBITALES ELECTRÓNICOS					
Nivel de energía principal	Número de subniveles	Tipo de orbital	Número de orbital	Número máximo de electrones por subnivel	Número máximo total de electrones
1	1	1s	1	2	2
2	2	2s 2p	1 3	2 6	8
3	3	3s 3p 3d	1 3 5	2 6 10	18
4	4	4s 4p 4d 4f	1 3 5 7	2 6 10 14	32

### CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS Y DIAGRAMAS DE ORBITAL

Los electrones se incorporan a los átomos en el orden que se muestra respecto a la tabla periódica, llenando primero los niveles y subniveles de más baja energía,  $l$

La distribución electrónica que se describe para cada átomo recibe el nombre de **configuración electrónica del estado fundamental**. Esta corresponde al átomo aislado de su estado energético más bajo, o estado no excitado. En la descripción de la configuración electrónica del estado fundamental, la idea conductora es que la energía total del átomo es la más baja posible.

### DISTRIBUCIÓN POR SUBNIVELES

Se efectúa según el principio de aufbau o de construcción, que establece lo siguiente: los electrones se distribuyen en orden creciente de la energía relativa de los subniveles

La energía relativa de un subnivel u orbital se evalúa sumando  $n$  y  $l$ . La distribución se realiza de menor a mayor energía relativa ( $E_R$ ).

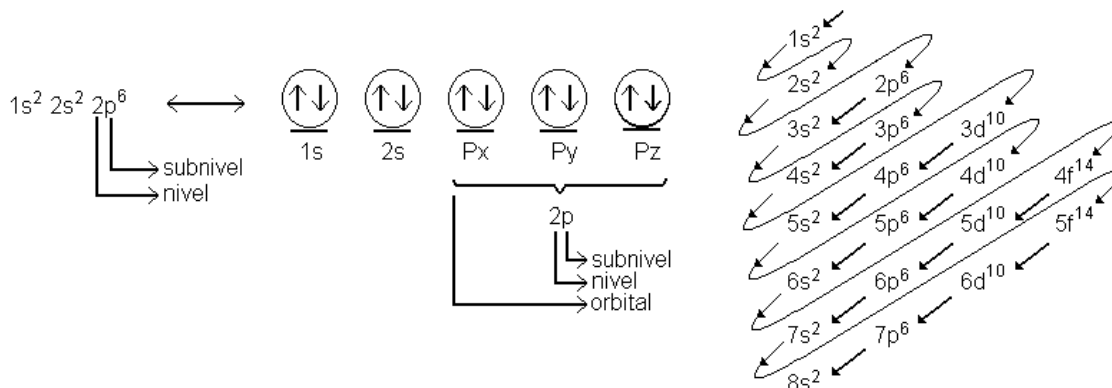
$$E_R = n + l$$

- Si los subniveles u orbitales poseen la misma energía relativa, éstos se denominan "degenerados" entonces la distribución electrónica seguirá el orden creciente de los niveles energéticos ( $n$ ).
- Un orbital es más estable cuando la ( $E_R = n + l$ ) es la más bajo posible.
- La energía y la estabilidad guardan relación inversa.

Ejemplo: ¿Qué subnivel posee mayor estabilidad, 3d ó 4s?

REGLA DE MOLLIER. Es una forma práctica para realizar la distribución por subniveles según el principio de Aufbau. También se llama comúnmente regla de "serrucho". Los electrones ocupan primero subniveles de menor energía relativa y luego los de mayor energía relativa.

Ejemplo: Realice la distribución electrónica del fósforo ( $Z = 15$ )





### CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA KERNEL O SIMPLIFICADA



Se observa que los gases nobles son elementos que presentan sus distribuciones electrónicas completas en los subniveles "s" y "p" del último nivel (mayor nivel energético); por lo tanto, sus orbitales están apareados, siendo por ello químicamente estables.

Ejemplos: Realice la distribución electrónica Kernel de nitrógeno ( $Z=7$ ), magnesio ( $Z=12$ ), hierro ( $Z=26$ ) e Ytrio ( $Z=39$ )

### DISTRIBUCIÓN POR ORBITALES

Se efectúa mediante el principio de máxima multiplicidad o de Hund, que establece lo siguiente: ningún orbital de un mismo subnivel (de igual energía relativa) puede contener dos electrones antes que los demás contengan por lo menos uno; es decir, primero se debe dejar todos los orbitales a medio llenar y luego empezar el llenado con spins opuestos.

Ejemplo:

- Aplique correctamente la regla de Hund en  $p^4$ .
- Para el subnivel  $4d^7$ , determine la cantidad de orbitales apareados y orbitales desapareados.
- Realice la distribución electrónica por orbitales para el átomo de flúor ( $Z=9$ )

### PRINCIPIO DE EXCLUSIÓN DE PAULI:

En un átomo no pueden existir 2 electrones cuyos 4 valores de sus números cuánticos sean iguales; al menos deben diferenciarse en el spin ( $m_s$ )

Ejemplo:

- Determine los números cuánticos de los electrones en el átomo de litio ( $Z = 3$ ) y compruebe el principio de exclusión de Pauli.





ACTIVIDAD 03

1. Se tiene el siguiente núcleo  ${}_{16}^{32}\text{X}$ , determine el número de partículas sub-atómicas fundamentales que presenta su anión divalente.  
**Rpta: 50**
2. Para dos isótopos de un elemento, se cumple que la suma de sus neutrones es 38 y la suma de sus números de masa es 72. Halle la carga nuclear del elemento.  
**Rpta: 34**
3. En 2 átomos isóbaros, el promedio de sus cargas nucleares es 19 y el promedio de sus neutrones es 21. Halle el número de masa en común.  
**Rpta: 40**
4. La suma de los números de masa de dos isótopos es 128 y la suma de sus neutrones es 48. Halle "Z".  
**Rpta: 40**
5. En 2 átomos diferentes que son consecutivos en la Tabla Periódica, el número total de nucleones es 169 y el promedio del número de sus neutrones es 44, ¿Cuántos electrones posee el catión trivalente del átomo con mayor carga nuclear?  
**Rpta: 38**
6. En un catión trivalente la carga absoluta en la zona extranuclear es  $-1,6 \times 10^{-18}$  Coulomb y es isóbaro del  ${}_{13}^{28}\text{Al}$ . Halle el número de neutrones del catión.  
**Rpta: 15**
7. Un anión divalente de un átomo es isoelectrónico con el  ${}_{25}\text{Mn}^{7+}$ . Indique el número atómico de dicho átomo.  
**Rpta: 18**
8. El núcleo  ${}_{2x}^{3(x-8)}\text{E}$  de un elemento presenta 4 neutrones. Halle el número de partículas positivas:  
**Rpta: 56**
9. Determine los números cuánticos correspondientes al último electrón en cada una de las siguientes expresiones
  - a)  $3s^2$        $\Rightarrow$        $n =$  ,       $l =$  ,       $m =$  ,       $s =$
  - b)  $4p^3$        $\Rightarrow$        $n =$  ,       $l =$  ,       $m =$  ,       $s =$
  - c)  $5d^8$        $\Rightarrow$        $n =$  ,       $l =$  ,       $m =$  ,       $s =$
  - d)  $1s^1$        $\Rightarrow$        $n =$  ,       $l =$  ,       $m =$  ,       $s =$
  - e)  $4f^9$        $\Rightarrow$        $n =$  ,       $l =$  ,       $m =$  ,       $s =$
  - f)  $3d^4$        $\Rightarrow$        $n =$  ,       $l =$  ,       $m =$  ,       $s =$
10. Construir la expresión basal donde el último electrón presenta los siguientes números cuánticos.
  - a)  $n = 3$ ,       $l = 1$ ,       $m = 0$ ,       $s = -1/2$
  - b)  $n = 2$ ,       $l = 0$ ,       $m = 0$ ,       $s = +1/2$
  - c)  $n = 4$ ,       $l = 2$ ,       $m = +1$ ,       $s = -1/2$
  - d)  $n = 5$ ,       $l = 1$ ,       $m = -1$ ,       $s = +1/2$
  - e)  $n = 5$ ,       $l = 3$ ,       $m = 0$ ,       $s = -1/2$
11. Haga una lista con los valores de  $l$  y  $m$  permitidos para un electrón que está en el nivel cuántico  $n = 3$ .  
**Rpta: l : 0,1,2. m: -2,-1,0,1,2.**



12. Para cada uno de los siguientes subniveles, proporcione todos los valores de los cuatro números cuánticos ( $n$ ,  $l$ ,  $m$  y  $s$ ) y el número de orbitales en cada subnivel:

Rpta:

- a) 4p ( $4, 1, -1, +1/2$ ) 3 orbitales.  
b) 3d ( $3, 2, -2, +1/2$ ) 5 orbitales.  
c) 3s ( $3, 0, 0, +1/2$ ) 1 orbital.  
d) 5f ( $5, 3, -3, +1/2$ ) 7 orbitales.

- 13.Cuál es el número máximo de electrones que se pueden encontrar en cada uno de los siguientes subniveles?

- a) 3s                      b) 3d                      c) 4p                      d) 4f                      e) 5f

Rpta: a) 2 e<sup>-</sup> b) 10 e<sup>-</sup> c) 6 e<sup>-</sup> d) 14 e<sup>-</sup> e) 14 e<sup>-</sup>.

14. ¿cuáles de los siguientes grupos de números cuánticos no son posibles?

- a)  $n = 1, l = 3, m = 2, s = +1/2$   
b)  $n = 3, l = 2, m = 2, s = -1/2$   
c)  $n = 4, l = 1, m = 3, s = +1/2$   
d)  $n = 0, l = 0, m = 3, s = -1/2$

Rpta: a,c,d

15. Cuántos orbitales desapareados hay en 4d<sup>7</sup>.

Rpta: 3 orbitales desapareados

16. Cuántos orbitales apareados presenta 3p<sup>4</sup>.

Rpta: 1 orbital desapareado

17. Realice la distribución electrónica de los siguientes elementos en forma lineal y simplificada y determine la valencia de cada uno de ellos.

- A) <sup>47</sup>Ag                      B) <sup>14</sup>Si                      C) <sup>32</sup>Ge  
D) <sup>29</sup>Cu                      E) <sup>18</sup>Ar

- 18.Cuál de los orbitales es de menor energía:

- A) 5d                      B) 4f                      C) 6p  
D) 7s                      E) 5s

Rpta: E

19. Indique el orbital más estable:

- A) 7s                      B) 4d                      C) 5f  
D) 6p                      E) 4f

Rpta: B

20. Determine cuántos niveles, subniveles, orbitales, electrones desapareados y propiedades paramagnéticas o diamagnéticas presentan los átomos de los siguientes elementos:

- A) <sup>17</sup>Cl<sup>1-</sup>                      B) <sup>28</sup>Ni<sup>2+</sup>                      C) <sup>26</sup>Fe<sup>3+</sup>

Rpta:

- A) 3 niveles, 2 subniveles, 9 orbitales, 0 electrones desapareados, presenta propiedad diamagnética.  
B) 4 niveles, 3 subniveles, 13 orbitales, 4 electrones desapareados, presenta propiedad paramagnética.  
C) 4 niveles, 3 subniveles, 15 orbitales, 3 electrones desapareados, presenta propiedad paramagnética.

21. El átomo de un elemento en su núcleo posee 30 neutrones y en su tercer nivel energético posee 12 electrones, halle su masa atómica.

Rpta: 54



**22.** Un átomo tiene 12 neutrones y el último electrón tiene los siguientes números cuánticos:  $n=3$ ,  $l=0$ ,  $m=0$ ,  $s=+1/2$ . Indique su masa atómica.

**Rpta: 23**

**23.** El átomo de un elemento presenta 4 niveles de energía y 9 electrones en la capa "M", cuales son los números cuánticos del último y penúltimo electrón en distribuirse de su catión monovalente respectivamente.

**Rpta: (4, 0, 0, +1/2). (4, 0, 0, -1/2)**

**24.** El átomo  ${}_{29}^{61}\text{E}$  es isoelectrónico con el ión  ${}_Z\text{X}^{7+}$ . Halle el número atómico de X.

**Rpta: 36**

**25.** Un átomo presenta 4 orbitales "p" apareados. Determine el número de masa del átomo, si sus neutrones exceden en uno a sus protones.

**Rpta: 33**



## UNIDAD II RELACIONES PERIÓDICAS DE LOS ELEMENTOS Y ENLACES QUÍMICOS

### SEMANA 6

#### PROPIEDADES PERIÓDICAS DE LOS ELEMENTOS

##### ELEMENTO

Antoine Lavoisier (1743-1794), el destacado francés que descubrió la ley de conservación de la masa, incluyó una tabla de 33 elementos en su texto de química. Algunos materiales incluidos en esta tabla no eran realmente elementos, pero Lavoisier fue el primero en utilizar nombres modernos y en cierto grado sistemáticos, para designar los elementos químicos.

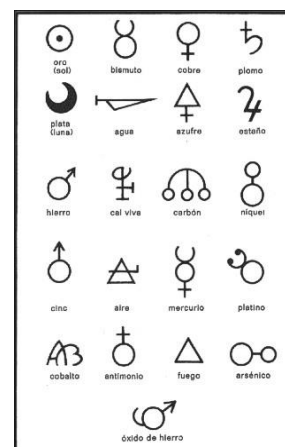
De los tiempos de Lavoisier hasta nuestros días se han descubierto muchos elementos de origen natural, y otros han sido sintetizados, hasta hacer un total de 115 elementos. En la tabla periódica los elementos se numeran en orden: 1, 2, 3, y así sucesivamente. No se han hallado en la naturaleza elementos con números superiores a 92, pero se han sintetizado 23 elementos adicionales. El descubrimiento más reciente tuvo lugar en 1999, cuando se crearon tres átomos del elemento 118 en Berkeley, California. Se considera que tres de los primeros 92 elementos no están presentes en la Tierra, pero fueron sintetizados entre 1937 y 1941.

Elemento	Número	Fecha de síntesis	Lugar
Tecnecio	43	1937	Italia
Ástato	85	1940	Universidad de California
Prometio	61	1941	Universidad del Estado de Ohio

#### NOMBRES Y SÍMBOLOS

Es frecuente el uso de símbolos en lugar de enunciados escritos. Muchos de los primeros símbolos que se utilizaron para representar diversas sustancias químicas provenían de la mitología antigua. Pero los símbolos no habían sido normalizados; diversos alquimistas de la Edad Media idearon sus propias notaciones taquigráficas para mantener oculto su trabajo. Por ejemplo, en un manuscrito italiano elaborado en el siglo XVII el elemento mercurio aparece representado mediante 20 símbolos y 35 nombres diferentes.

El químico sueco J.J. Berzelius, inventó un sistema sencillo de notación química que introdujo en 1814. Sus símbolos eran letras tomadas del nombre del elemento. Hoy en día, estos símbolos se emplean en todo el mundo. El **símbolo** de un elemento no tiene más de tres letras: la primera siempre es mayúscula; las letras segunda y tercera, si las hay, son minúsculas.



Los nombres de los elementos y sus símbolos provienen de muchas fuentes. Algunos nombres tienen su origen en palabras latinas, griegas o alemanas que describen una propiedad característica del elemento. Otros deben su nombre al país o lugar donde se descubrieron, o lo han recibido en honor de científicos famosos. Por ejemplo, el nombre del elemento bario proviene de la palabra griega *barys*, que significa pesado. El nombre del germanio se deriva de *Gemania*, el nombre en latín de Alemania. Al elemento 99 se le dio el nombre de einstenio en honor de Albert Einstein.



## LA TABLA PERIÓDICA EN NUESTROS DÍAS

Desde la época de Mendeleiev, la tabla periódica ha experimentado numerosos cambios para incluir elementos nuevos, valores más exactos y diferentes formas de rotular los grupos (columnas) de elementos de la tabla. En la tabla periódica moderna el orden de los elementos coincide con el aumento en el número atómico, es decir, en el número de protones presentes en el núcleo de cada elemento. Aproximadamente 45 años después de que Mendeleiev ideara la tabla periódica, pero tan sólo dos años después de las investigaciones de Rutherford sobre el núcleo, Henry Moseley, un estudiante de posgrado que trabajaba con Rutherford, perfeccionó una técnica para establecer el tamaño de la carga positiva de un núcleo. Moseley concluyó que cada elemento difiere de todos los demás elementos en que tiene un número de protones (o número atómico) distinto. En el caso de la mayor parte de los elementos, el aumento en el número atómico coincide con un aumento de masa atómica. Son excepciones a esta regla el telurio y el yodo, ya mencionados, así como el cobalto, el níquel, el argón y el potasio.

En la actualidad, los elementos están organizados en la tabla periódica en orden del número atómico, no de la masa atómica, creciente.

Las dos filas de metales de transición interna, situados debajo del cuerpo principal de casi todas las tablas periódicas actuales, no formaban parte de la tabla periódica de Mendeleiev.

### DESCRIPCIÓN GENERAL

1. Los 112 elementos reconocidos por la Unión Internacional de Química Pura Aplicada (IUPAC) están **ordenados** según el **número atómico creciente**, en 7 periodos y 16 grupos (8 grupos A y 8 grupos B). Siendo el primer elemento hidrógeno ( $Z=1$ ) y el último reconocido hasta el momento, meitnerio ( $Z=109$ ); pero se tienen sintetizados hasta el momento 118.

Los elementos se hallan distribuidos:

- ❖ En 7 filas denominadas PERIODOS
- ❖ En 18 columnas ó familias, las cuales se ordenan en grupos; 8 grupos A y 8 grupos B.

2. PERIODO Ó FILAS: Es el ordenamiento de los elementos en línea horizontal. Estos elementos difieren en propiedades, pero tienen la misma cantidad de niveles en su estructura atómica. Tener presente que:

- Número de período = número de niveles del átomo
- Nos indican el último nivel de energía del elemento. Existen 7 periodos o niveles.
- Cada período (excepto el primero) comienza con un metal alcalino y termina con un gas noble.
- El séptimo período está incompleto.
- El sexto período es el que posee mayor cantidad de elementos (es el período más largo).

3. GRUPOS O FAMILIAS: Es el ordenamiento de los elementos en columna. Estos elementos presentan similar disposición de sus electrones externos, de allí que forman familias de elementos con propiedades químicas similares.

En la tabla periódica está ordenada en grupos A y B.

- **GRUPOS "A"**

Formado por los **ELEMENTOS REPRESENTATIVOS**. Donde sus electrones externos o electrones de valencia están en orbitales "s" o "p"; por lo tanto sus propiedades dependen de estos orbitales.

Las propiedades de los elementos representativos dentro del grupo varían de manera regular, a ello se debe el nombre de elemento representativo.

Se representan en números romanos:

GRUPO	Denominación	Electrones de valencia
IA	<b>Metales alcalinos</b>	.....ns <sup>1</sup>
IIA	<b>Metales alcalinos térreos</b>	.....ns <sup>2</sup>
IIIA	<b>Boroides</b>	.....ns <sup>2</sup> np <sup>1</sup>
IVA	<b>Carbonoides</b>	.....ns <sup>2</sup> np <sup>2</sup>
VA	<b>Nitrogenoides</b>	.....ns <sup>2</sup> np <sup>3</sup>
VIA	<b>Anfígenos</b>	.....ns <sup>2</sup> np <sup>4</sup>
VIIA	<b>Halógenos</b>	.....ns <sup>2</sup> np <sup>5</sup>
VIIIA	<b>Gases nobles</b>	.....ns <sup>2</sup> np <sup>6</sup>



• **GRUPOS "B"**

Los elementos del Grupo B (con excepción del IIB) de la tabla periódica se conocen como elementos de transición **d** o en forma más sencilla elementos de transición o metales de transición. Se denominan elementos de transición, porque se consideran como tránsito entre elementos metálicos de alta reactividad que forman generalmente bases fuertes (IA y IIA) y los elementos de menor carácter metálico que poseen más acentuada su tendencia a formar ácidos (IIIA, IVA,....., VIIA).

De manera estricta, los elementos del grupo IIB (zinc, cadmio y mercurio) no son metales de transición **d** porque sus "últimos" electrones penetran a orbitales **s**. este grupo de metales no tiene un nombre especial. Suelen estudiarse junto con los metales de transición **d** porque sus propiedades químicas son similares.

Grupo	Configuración electrónica terminal	Denominación
IB	.....ns <sup>1</sup> (n-1)d <sup>10</sup>	Familia del cobre
IIB	.....ns <sup>2</sup> (n-1)d <sup>10</sup>	Familia del zinc
IIIB	.....ns <sup>2</sup> (n-1)d <sup>1</sup>	Familia del escandio
IVB	.....ns <sup>2</sup> (n-1)d <sup>2</sup>	Familia del titanio
VB	.....ns <sup>2</sup> (n-1)d <sup>3</sup>	Familia del vanadio
VIB	.....ns <sup>1</sup> (n-1)d <sup>5</sup>	Familia del cromo
VII B	.....ns <sup>2</sup> (n-1)d <sup>5</sup>	Familia del manganeso
VIIIB	.....ns <sup>2</sup> (n-1)d <sup>6</sup> .....ns <sup>2</sup> (n-1)d <sup>7</sup> .....ns <sup>2</sup> (n-1)d <sup>8</sup>	Elementos ferromagnéticos : Familia del hierro Familia del cobalto Familia del níquel

**ELEMENTOS DE TRANSICIÓN INTERNA O TIERRA RARA**

Estos elementos se conocen en ocasiones como elementos de transición **f**. son elementos en los que se añaden electrones en los orbitales **f**. en ellos, el segundo nivel con respecto al nivel más alto ocupado aumenta desde 18 hasta 32 electrones. Todos son metales. Los elementos de transición interna se localizan entre los grupos IIIB de la tabla periódica y son:

**Primera serie de transición interna (lantánidos):**

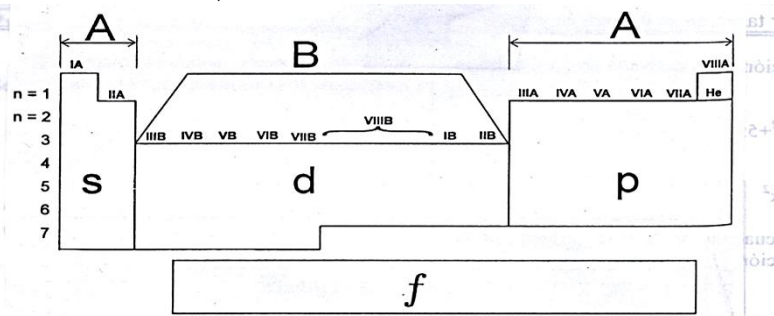
Comienza con lantano (Z=57) y termina en Lutecio (Z=71), poseen propiedades semejantes al lantano.

**Segunda serie de transición interna (actínidos):**

Comienza con actinio (Z=89) y termina con lawrencio (Z=103), poseen propiedades semejantes al actinio.

**CLASIFICACIÓN DE LOS ELEMENTOS POR BLOQUES**

Considerando el último subnivel en la distribución electrónica de los elementos, éstos se clasifican en cuatro bloques (s, p, d y f) lo que permite identificar al grupo al cual pertenece cada elemento. El elemento cuya configuración electrónica termina en subnivel "s" o "p" es representativo (grupo A); si la configuración termina en subnivel "d" es un elemento de transición (grupo B); y si la configuración termina en subnivel f, es un elemento de transición interna o tierra rara (grupo III B).





## CLASIFICACIÓN DE LOS ELEMENTOS SEGÚN SUS PROPIEDADES

Los elementos se clasifican en:

### a. Metales

Se caracterizan por:

- Ser buenos conductores del calor y la electricidad el mejor conductor es el platino, seguido del oro, plata y cobre.
- Poseer brillo y lustre característico.
- Son electropositivos porque pierden electrones, es decir se oxidan y actúan como agentes reductores.
- Combinado con el oxígeno forman óxidos que después generan hidróxidos.
- Todos son sólidos a temperatura ambiente, excepto el Hg que es líquido de color plateado.
- Se le denomina también **REDUCTOR**

Se clasifican en:

#### a.1 Metales Alcalinos (grupo IA)

Son los elementos más metálicos (excepto el hidrógeno), su configuración electrónica termina en  $s^1$  y son: Li, Na, K, Rb, Cs, Fr.

#### a.2 Metales Alcalinos Térreos (grupo IIA)

Son aquellos cuya configuración electrónica termina en  $s^2$  y son: Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra.

#### a.3 Metales de Transición (IB al VIII B)

Son aquellos cuya configuración electrónica alcanza el subnivel "d".

#### a.4 Metales de Transición Interna

Llamados también tierras raras, son aquellos cuya configuración electrónica alcanza el subnivel "f" y se clasifican en la serie de Lantánidos y Actínidos.

### b. No Metales

Se caracterizan por:

- ✓ Ser malos conductores del calor y la electricidad, carecen de brillo característico.
- ✓ Son electronegativos, por que ganan electrones, es decir se reducen actuando como agentes oxidantes.
- ✓ Se presentan en los tres estados siendo los gaseosos: H, N, O, F, Cl.
- ✓ El único líquido es el Bromo, de color rojo, los restantes son sólidos.
- ✓ Se les denomina **OXIDANTES**.

Se clasifican en familias:

- o Halógenos (VIIA) — F, Cl, Br, I, At
- o Anfígenos (VIA) — O, S, Se, Te, Po

### c. Gases Nobles o Inertes o Raros (grupo VIIIA)

Son aquellos que presentan configuración electrónica estable con 8 electrones en su último nivel (excepto el Helio). Su configuración electrónica es  $ns^2np^6$  y son: Ne, Ar, Kr, Xe, Rn.

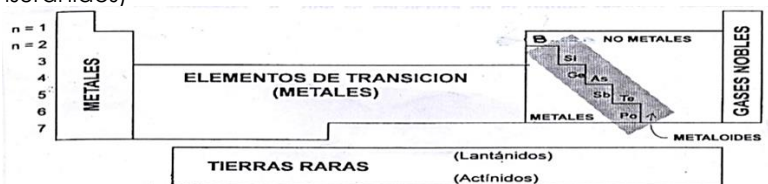
### d. Metaloides

Son los que se encuentran entre los metales y los no metales y se caracterizan por gozar de la propiedad denominada ANFOTERISMO, es decir de actuar como metales. Son en total 8 elementos, todos en estado sólido a temperatura ambiente: B, Si, Ge, As, Sb, Te, Po, At.

La conductividad eléctrica de los metaloides es baja, pero conforme aumenta la temperatura su conductividad aumenta, debido a ésta propiedad se les utiliza en la fabricación de circuitos electrónicos, por ejemplo, en relojes, radios transistores, microchips de computadoras, etc.

El siguiente gráfico nos muestra la variación directa de la conductividad eléctrica con la temperatura, en el caso de los metaloides y metales.

Nota: Los 92 primeros elementos son naturales, hasta el Uranio los restantes son artificiales (transuránidos)





## UBICACIÓN DE UN ELEMENTO EN LA TABLA PERIÓDICA

### ELEMENTOS REPRESENTATIVOS: GRUPO A

PERIODO : última capa o nivel.

GRUPO : electrones de la última capa (representado en números romanos) terminan en subnivel s y p.

$$\text{N}^\circ \text{ de grupo} = \text{N}^\circ \text{ e- de valencia} = \text{N}^\circ \text{ e- en "s"} + \text{N}^\circ \text{ e- en "p"}$$

↑—————↑  
subniveles del mayor nivel (n)

Ejemplos:

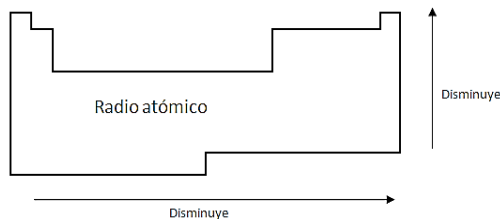
1. Determine a que grupo (familia) y periodo pertenece un elemento cuyo  $Z = 11$
2. Establezca a que grupo (familia) y periodo pertenece un elemento cuyo  $Z = 15$
3. Halle el número de período y el número de grupo para los elementos  $\text{Mg}(Z=12)$ ,  $\text{Cl}(Z=17)$  y  $\text{Ga}(Z=31)$
4. Halle el período o grupo de un elemento cuyo  $Z = 21$ .
5. A qué periodo pertenece un elemento cuyo número atómico es 46.
6. Determine el número de período y el número de grupo para el vanadio ( $Z=23$ ) y hierro ( $Z=26$ ).

## VARIACIÓN DE LAS PROPIEDADES DE LOS ELEMENTOS EN LA TABLA PERIÓDICA

### RADIO ATÓMICO

Es la mitad de la distancia intermolecular de dos átomos idénticos unidos, mediante enlace químico. Nos proporciona el tamaño relativo del átomo.

En la tabla periódica varía:

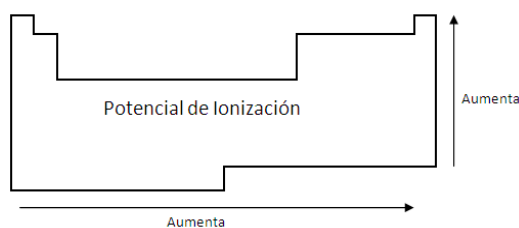


### ENERGÍA DE IONIZACIÓN (EI) o POTENCIAL DE IONIZACIÓN

Es la mínima energía requerida para quitar un electrón del nivel externo de un átomo en estado gaseoso y transformarlo en catión.



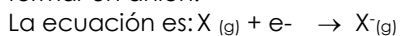
La energía que se necesita para extraer de un átomo el electrón unido a él con menos fuerza se conoce como **primera energía de ionización**. Se requiere más energía para extraer cada electrón adicional, para la segunda y tercera energía de ionización, etc. La carga positiva aumenta en uno a medida que se extrae cada electrón sucesivo. La energía de ionización se expresa en diferentes unidades de energía, como kilojulios por mol, kilocalorías por mol y electrón-voltio por átomo, por ejemplo.





### AFINIDAD ELECTRÓNICA

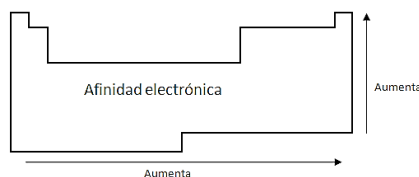
Otra propiedad de los átomos que influye en su comportamiento químico es su capacidad para aceptar uno o más electrones. Esta propiedad se denomina AFINIDAD ELECTRÓNICA, la cual es el cambio de energía que ocurre cuando un átomo en estado gaseoso, acepta un electrón para formar un anión:



Variación en la tabla periódica:

PERIODO : aumenta de izquierda a derecha.

GRUPO : aumenta de abajo hacia arriba.



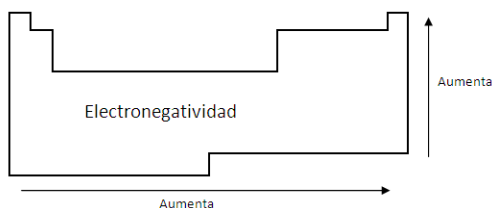
### ELECTRONEGATIVIDAD

La electronegatividad de un elemento mide la tendencia relativa del átomo a atraer electrones hacia sí cuando se combina químicamente con otro átomo.

Según la escala. El más electronegativo es el flúor, el menos electronegativo es el cesio y francio. En la tabla periódica varía:

PERIODO: aumenta de izquierda a derecha.

GRUPO: aumenta de abajo hacia arriba.



### VARIACIÓN DEL CARÁCTER METÁLICO Y NO METÁLICO:

#### LOS METALES:

Se caracterizan químicamente por su tendencia a perder electrones con facilidad, es decir que actúan como elementos (ELECTROPOSITIVOS).

Su variación:

PERIODO : aumenta de derecha a izquierda.

GRUPO : aumenta de arriba hacia abajo.

#### LOS NO METALES:

Ligado con la tendencia a ganar electrones. Los no metales son ELECTRONEGATIVOS y su variación es inversa al carácter metálico.

EJEMPLO 1: Selecciona en cada par el elemento del que cabría esperar la energía de ionización más pequeña. Explique por qué. (a) B y O (b) Li y Cs

#### SOLUCIÓN

- Es de esperar que el boro tenga la energía de ionización más pequeña porque la energía de ionización aumenta dentro de un periodo (de izquierda a derecha).
- Es de esperar que el cesio tenga la energía de ionización más pequeña porque la energía de ionización disminuye dentro de un grupo conforme el número atómico aumenta.



ACTIVIDAD 04

1. La ubicación de los electrones que determinan las características de los elementos es:  
**Rpta: En el último nivel de energía**
2. El bloque "s" de la tabla periódica posee:  
**Rpta: 2 columnas**
3. En la tabla existen.....grupos y .....columnas  
**Rpta: 16, 18**
4. Ubique en la tabla al  $_{50}\text{Sn}$ .  
**Rpta: periodo 5, grupo IVA**
5. Si un elemento tiene una configuración electrónica que termina en  $3p^1$ , señale el grupo y periodo al que pertenece.  
**Rpta: periodo 3, grupo IIIA**
6. Señale la alternativa que contiene elementos de la misma familia:  
**Rpta: Be, Mg, Ca, Sr**
7. ¿Por qué enunciamos ahora la ley periódica en términos del número atómico en vez de la masa atómica, como la describió Mendeleiev?  
**Rpta:** Él dijo que las propiedades de los elementos varían al aumentar la masa atómica. Ahora se organizan los elementos por el número atómico y no por su masa, ya que cada elemento tiene diferente número atómico y el aumento de este número atómico coincide con el aumento de masa atómica.
8. ¿Cuál es el significado del número atómico? ¿Quién fue el primero que consiguió comparar la carga nuclear de diversos elementos? ¿Cuándo tuvo lugar este descubrimiento, aproximadamente?  
**Rpta:** El número atómico es la carga positiva que se encuentra dentro del núcleo. El primero que consiguió comparar la carga nuclear de diversos elementos fue Henry Moseley en 1915.
9. Expón razones por las que el hidrógeno podría colocarse ya sea en el Grupo IA o en el Grupo VIIA. Expón razones por las que ninguno de estos dos grupos es exactamente el apropiado para el hidrógeno.  
**Rpta:** Aunque la configuración del hidrógeno es semejante a la de los metales alcalinos, sus propiedades físicas y químicas son muy diferentes. Este elemento es un gas incoloro, sin olor, compuesto de moléculas  $\text{H}_2$  no reacciona con el agua, pero arde en presencia de oxígeno. Uno de los defectos de la tabla periódica es que no sitúa al hidrógeno en un lugar adecuado ya que el hidrógeno varía incluso actualmente en las distintas formas de Tablas, pues si bien en unas, por sus propiedades físicas le incluyen entre los no metales, con los halógenos, otras lo hacen figurar en el grupo IA con los metales alcalinos debido a sus propiedades químicas de ser reemplazado en los ácidos por los metales. El hidrógeno ocupa una posición única en la tabla periódica. En el estado fundamental su átomo posee un solo electrón que ocupa un orbital  $1s$ . Debería aparecerse, por tanto, a los elementos alcalinos, pero su energía de ionización, 13, 60 e.v. es mucho mayor que las correspondientes a un metal alcalino típico, como el sodio. En el estado de oxidación +1 se une a un átomo no metálico mediante un enlace covalente. Por otro lado, su electrón en el orbital  $1s$  sugiere una semejanza con los halógenos del grupo VII, pero la afinidad electrónica del hidrogeno, 0,71 e.v. es muy inferior a la del cloro, es 4,02 e.v; no obstante, el hidrogeno forma hidruros con los metales alcalinos que son sales típicas y que contienen iones hidruros ( $\text{H}^-$ ).



10. A partir de las notaciones espectrales de los elementos escriba la expresión general para indicar los electrones de valencia y, por tanto, la ubicación de éstos elementos en su grupo correspondiente.
- |                              |                               |                               |                               |
|------------------------------|-------------------------------|-------------------------------|-------------------------------|
| a) $3\text{Li}, 11\text{Na}$ | b) $12\text{Mg}, 20\text{Ca}$ | c) $5\text{B}, 13\text{Al}$   | d) $14\text{Si}, 32\text{Ge}$ |
| e) $16\text{S}, 8\text{O}$   | f) $33\text{As}, 51\text{Sb}$ | g) $17\text{Cl}, 25\text{Br}$ | h) $10\text{Ne}, 18\text{Ar}$ |
11. Determine el grupo y periodo para los siguientes elementos de transición.
- |                  |                  |                  |                  |
|------------------|------------------|------------------|------------------|
| a) $29\text{Cu}$ | b) $47\text{Ag}$ | c) $21\text{Sc}$ | d) $23\text{V}$  |
| e) $30\text{Zn}$ | f) $22\text{Ti}$ | g) $24\text{Cr}$ | h) $25\text{Mn}$ |
| i) $26\text{Fe}$ | j) $27\text{Co}$ | k) $28\text{Ni}$ | l) $63\text{Eu}$ |
12. El átomo de un elemento presenta cinco orbitales apareados en la capa N. Indique el grupo y el periodo al que pertenece.
- Rpta: Grupo VIII B, Periodo 4**
13. Un elemento tiene en su configuración electrónica tres orbitales desapareados y presenta tres niveles de energía ¿A qué grupo y periodo pertenece?
- Rpta: Grupo VA, Periodo 3**
14. El último electrón de un átomo de un elemento tiene los siguientes números cuánticos (4; 3; 1; +1/2), ¿A qué periodo y grupo pertenece dicho elemento?
- Rpta: Grupo III B, Periodo 6**
15. Un elemento químico se encuentra en el grupo VI B y periodo 5. Indicar su número atómico y el nombre de dicho elemento.
- Rpta: Z= 42, Molibdeno**
16. El elemento "X" es isoelectrónico con  $19\text{K}^{+1}$ . ¿A qué grupo pertenece el elemento "X" en la T.P.?
- Rpta: VIII A**
17. Un elemento de transición del quinto periodo tiene 4 orbitales desapareados. Si la cantidad de electrones es mínima. Halle los números cuánticos del último electrón de dicho elemento?
- Rpta: n=4, l=2, m=+1, s= +1/2**
18. El átomo de un elemento halógeno, presenta 4 niveles en su distribución electrónica y posee número másico 80. ¿Cuantos neutrones posee?
- Rpta: 44 neutrones**
19. El átomo de un elemento presenta 10 electrones de valencia y 4 niveles principales de energía. Indicar el grupo y periodo al que pertenece.
- Rpta: Grupo VIII B, Periodo 4**
20. Un elemento representativo posee 6 electrones de valencia y pertenece al quinto periodo. Indique el número atómico y el nombre del elemento?
- Rpta: 52, Teluro**
21. Un elemento de transición del quinto periodo tiene tres orbitales desapareados. Si la cantidad de electrones es máxima; Halle los números cuánticos del último electrón.
- Rpta: n=4, l= 2, m= -1, S= -1/2**
22. Un elemento de transición del quinto periodo, tiene tres orbitales desapareados si la cantidad de electrones es mínima. Halle los números cuánticos del último electrón.
- Rpta: n=4, l= 2, m= 0, S= +1/2**
23. Un átomo de un elemento anfígeno presenta cinco niveles de energía en su distribución electrónica y su número másico es 128 ¿Cuantos neutrones posee?
- Rpta: 76**



24. El átomo de un elemento del cuarto periodo, presenta 4 orbitales desapareados de  $ER=5$ , si la cantidad de electrones es máxima. Calcule la masa atómica sabiendo que posee 30 neutrones.

Rpta: 56

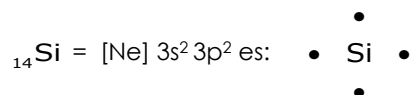
25. Para el elemento que pertenece al quinto periodo y grupo VA. Halle el número de orbitales desapareados.

Rpta: 3

### ENLACE QUÍMICO

#### 1) Símbolos de puntos de LEWIS

El **símbolo de Lewis** consiste de un símbolo químico que representa el núcleo y los electrones internos de un átomo, junto con puntos situados alrededor del símbolo representando a los electrones más externos (electrones de la capa de valencia). Para escribir los símbolos de Lewis se sitúan puntos solitarios en los lados del símbolo hasta un máximo de cuatro y luego se van pareando hasta formar un octeto. Los símbolos de Lewis se escriben habitualmente para los elementos de los grupos principales y en raras ocasiones para los elementos de transición. Así el símbolo de Lewis para el silicio que tiene la configuración.



#### REPRESENTACIÓN DE LOS ELEMENTOS SEGÚN LA NOTACIÓN DE LEWIS

En la tabla se muestran los símbolos de Lewis de los elementos representativos y de los gases nobles. Nota que, con excepción del Helio, el número de electrones de valencia de un átomo es el mismo que el número del grupo al cual pertenece. Los metales de transición, los lantánidos y los actínidos tienen capas internas incompletas y en general no es posible escribir símbolos sencillos de puntos de Lewis.



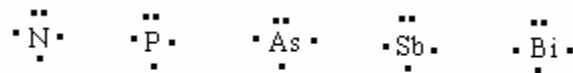
SÍMBOLOS DE LEWIS DE LOS ELEMENTOS REPRESENTATIVOS

GRUPO	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
Nro de electrones en la capa	1	2	3	4	5	6	7	8 (Excepto He)
Fila 1	H•							He :
Fila 2	Li•	Be :	B•	C•	N•	O•	F•	Ne•
Fila 3	Na•	Mg :	Al•	Si•	P•	S•	Cl•	Ar•
Fila 4	K•	Ca :	Ga•	Ge•	As•	Se•	Br•	Kr•
Fila 5	Rb•	Sr :	In•	Sn•	Sb•	Te•	I•	Xe•
Fila 6	Cs•	Ba :	Tl•	Pb•	Bi•	Po•	At•	Rn•
Fila 7	Fr•	Ra :						

Ejercicio 1: Escribe símbolos de Lewis para los siguientes elementos: N, P, As, Sb, Bi

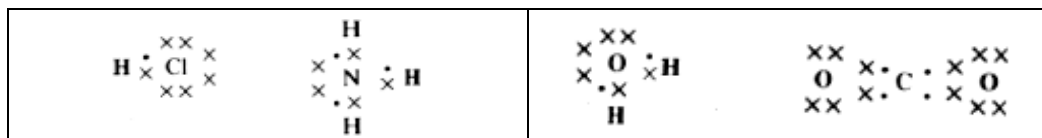
Solución:

Éstos son elementos del grupo VA. Sus átomos tienen todos cinco electrones de valencia ( $ns^2np^3$ ).



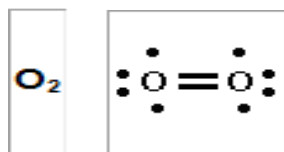
Ejemplo 2: Realiza la escritura de Lewis para los siguientes compuestos: HCl, NH<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>O y CO<sub>2</sub>.

Solución:



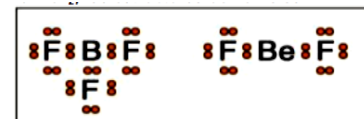
REGLA DEL OCTETO

Kossel y Lewis establecen que los átomos adquieren estabilidad química al completar 8 electrones en su nivel más externo (configuración electrónica semejante a la de un gas noble), para cual el átomo gana, pierde o comparte electrones durante la formación del enlace químico.



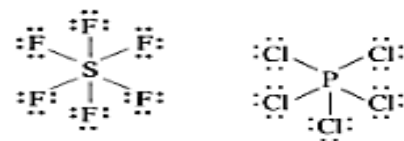
REGLA DEL OCTETO INCOMPLETO

El número de electrones que rodean al átomo central de una molécula estable es inferior a ocho.



REGLA DEL OCTETO EXPANDIDO

Pueden contener más que ocho electrones en su capa de valencia, por lo general colocando los electrones extra en orbitales d.



## SEMANA 7

### Enlaces interatómicos

#### ENLACE QUÍMICO

Los enlaces químicos son las fuerzas de atracción que mantienen unidos a los átomos o iones de los compuestos químicos. El enlace químico está estrechamente relacionado con propiedades como la conductividad eléctrica, el punto de fusión, el punto de ebullición y la solubilidad. Es la fuerza que mantiene unidos a los átomos, a las moléculas o a los iones, el hecho de que una sustancia tenga propiedades diferentes a otros depende del enlace que tienen sus átomos.

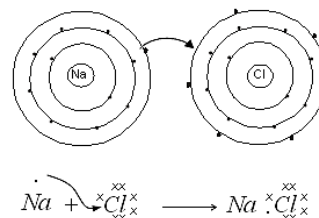
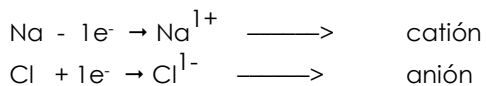
#### ENLACE IÓNICO

Llamado también electrovalente, se forman por la transferencia de electrones debido a la diferencia elevada de electronegatividad de los elementos. En otras palabras, es una fuerza electrostática de atracción entre un catión y un anión que se forma previa transferencia de electrones de valencia.

En el enlace iónico los átomos metálicos pierden electrones para formar iones cuyo nivel de energía externo está vacío. Los átomos no metálicos ganan electrones para formar iones con niveles de energía externo totalmente ocupados. Sólo los electrones de valencia de un átomo participan en la transferencia de electrones; la zona interna de electrones no cambia. La tendencia de los átomos no metálicos a ganar electrones suficientes para completar un conjunto de ocho electrones de valencia se conoce como **regla del octeto**. (Debido a que los átomos de hidrógeno sólo pueden alojar dos electrones, obedecen a la **regla del dueto** en vez de la regla del octeto). Empleando símbolos de Lewis, podemos representar la reacción iónica del sodio con el cloro, en términos de transferencia de electrones entre átomos.

Los metales tienden a perder sus electrones de valencia para formar iones positivos (cationes). Los no metales tienden a ganar electrones para formar iones negativos (aniones).

Cuando se transfieren electrones, se forman iones con un octeto completo de electrones:



Cuando el sodio metálico reacciona con el cloro gaseoso, un átomo de sodio transfiere un electrón de un átomo de cloro para formar un ión sodio y un ión cloruro. El cloruro de sodio que se forma es un compuesto iónico. El ión  $\text{Na}^{1+}$ , y el ión cloruro,  $\text{Cl}^{1-}$ , no solo tienen estructuras electrónicas estables como los gases nobles, sino que además tienen cargas opuestas. Los iones con cargas opuestas se atraen.

#### CARACTERÍSTICAS DEL ENLACE IÓNICO

Se debe advertir que hay características generales, por tanto hay excepciones en cada caso:

1. El enlace iónico se efectúa entre un elemento metálico y un no metálico, con excepción de los siguientes casos:  $\text{BeCl}_2$ ,  $\text{BeO}$ ,  $\text{BeF}_2$ ,  $\text{BeBr}_2$ ,  $\text{BeI}_2$  y  $\text{AlCl}_3$  (No poseen enlaces iónicos, son covalentes, a pesar de que están formados por átomos metálicos y no metálicos).  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $(\text{NH}_4)\text{SO}_4$ , etc. (son compuestos iónicos, poseen enlaces iónicos a pesar de que están formados sólo por átomos no metálicos)
2. En compuestos binarios, si la diferencia de electronegatividades ( $\Delta\text{EN}$ ) es mayor o igual a 1,7 el enlace es iónico (salvo algunas excepciones), así:  $(\Delta\text{EN}) > 1,7$ .



### ELECTRONEGATIVIDAD DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS

1 IA	2 IIA											13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	
<u>H</u> 2.1	<u>Li</u> 1.0	<u>Be</u> 1.5											<u>B</u> 2.0	<u>C</u> 2.5	<u>N</u> 3.0	<u>O</u> 3.5	<u>F</u> 4.0
<u>Na</u> 0.9	<u>Mg</u> 1.2	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 VIIIB	9 VIIIB	10 VIIIB	11 IB	12 IIB	<u>Al</u> 1.5	<u>Si</u> 1.8	<u>P</u> 2.1	<u>S</u> 2.5	<u>Cl</u> 3.0	
<u>K</u> 0.8	<u>Ca</u> 1.0	<u>Sc</u> 1.3	<u>Ti</u> 1.5	<u>V</u> 1.6	<u>Cr</u> 1.6	<u>Mn</u> 1.5	<u>Fe</u> 1.8	<u>Co</u> 1.9	<u>Ni</u> 1.9	<u>Cu</u> 1.9	<u>Zn</u> 1.6	<u>Ga</u> 1.6	<u>Ge</u> 1.8	<u>As</u> 2.0	<u>Se</u> 2.4	<u>Br</u> 2.8	
<u>Rb</u> 0.8	<u>Sr</u> 1.0	<u>Y</u> 1.2	<u>Zr</u> 1.4	<u>Nb</u> 1.6	<u>Mo</u> 1.8	<u>Tc</u> 1.9	<u>Ru</u> 2.2	<u>Rh</u> 2.2	<u>Pd</u> 2.2	<u>Ag</u> 1.9	<u>Cd</u> 1.7	<u>In</u> 1.7	<u>Sn</u> 1.8	<u>Sb</u> 1.9	<u>Te</u> 2.1	<u>I</u> 2.5	
<u>Cs</u> 0.7	<u>Ba</u> 0.9	La/Lu	<u>Hf</u> 1.3	<u>Ta</u> 1.5	<u>W</u> 1.7	<u>Re</u> 1.9	<u>Os</u> 2.2	<u>Ir</u> 2.2	<u>Pt</u> 2.2	<u>Au</u> 2.4	<u>Hg</u> 1.9	<u>Tl</u> 1.8	<u>Pb</u> 1.9	<u>Bi</u> 1.9	<u>Po</u> 2.0	<u>At</u> 2.2	
<u>Fr</u> 0.7	<u>Ra</u> 0.9	Ac/Lr															

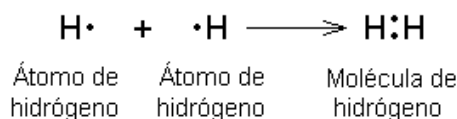
### PROPIEDADES GENERALES DE LOS COMPUESTOS IÓNICOS:

- Generan iones de carga opuesta
- A temperatura ambiente son sólidos de alta dureza (alta resistencia a ser rayado por otro), malos conductores eléctricos y solubles en solvente polares como el H<sub>2</sub>O.
- Fundidos (en estado líquido) o disueltos en agua (solución acuosa) son buenos conductores eléctricos, porque en dichas condiciones los iones se encuentran con mayor libertad y por lo tanto con mayor movilidad para conducir la corriente eléctrica.
- Las sustancias que se ionizan al disolverse en agua y conducen la corriente eléctrica se llaman electrolitos
- Forman sólidos cristalinos, porque los iones se distribuyen regularmente en el espacio tridimensional formando celdas unitarias que son formas geométricas regulares.
- Sus altos puntos de fusión, que por lo común se hallan entre 300°C y 1 000°C. se deben a las fuertes atracciones que existen en el interior de los sólidos iónicos
- Los puntos de ebullición de las sustancias iónicas son muy altos; por lo regular fluctúan entre 1 000°C y 1 500°C.
- Los iones se mantienen en solución debido a su atracción por el agua. La presencia de iones disociados permite que una sustancia conduzca la electricidad.

### ENLACE COVALENTE

Los enlaces covalentes se forman cuando se comparte uno, dos o tres pares de electrones entre átomos, y se les conoce como enlaces sencillos, dobles o triples, respectivamente.

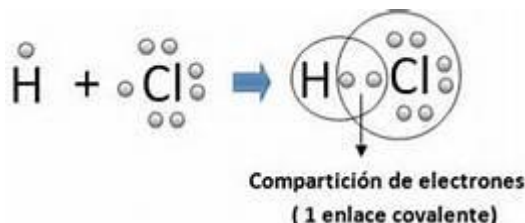
Durante la formación de un enlace covalente se puede imaginar a dos átomos que se acercan el uno al otro, entrelazándose sus nubes electrónicas u orbitales, de tal manera que no se puede separar con facilidad. La molécula que se forma es más estable que los átomos individuales. El enlace covalente entre dos átomos de hidrógeno produce una molécula diatómica de hidrógeno.



Al par compartido de electrones de la molécula se le llama **enlace covalente**.

### CARACTERÍSTICAS DEL ENLACE COVALENTE:

- Las sustancias que forman este tipo de enlace se pueden encontrar en estado sólido, líquido y gaseoso.
- La  $(\Delta EN) < 1,7$ .
- Presentan puntos de fusión y ebullición bajos.



### TIPOS DE ENLACE COVALENTE

#### a. ENLACE COVALENTE APOLAR (NO POLAR)

El par de electrones del enlace son compartidos equitativamente por ambos átomos, se realiza entre átomos de igual electronegatividad ( $\Delta EN = 0$ ).

Todos los elementos diatómicos tienen enlaces **covalentes no polares**; es decir, los pares de electrones se comparten equitativamente entre dos átomos del mismo elemento. Este compartimiento de electrones no se limita a un solo par de ellos. Consideremos un átomo de nitrógeno con cinco electrones de valencia. Su símbolo de puntos es:



La molécula de nitrógeno, se representa mediante las siguientes estructuras:

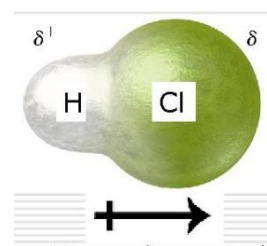
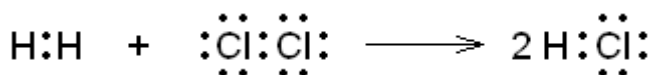


En ambas fórmulas del nitrógeno diatómico  $\text{N}_2$ , se representa tres pares de electrones compartidos por los dos átomos. Cada átomo de nitrógeno ha conseguido una configuración estable de gas noble. Estos tres pares de electrones compartidos constituyen un triple enlace. Dos pares de electrones compartidos entre dos átomos constituyen un doble enlace, y un solo par de electrones compartidos constituyen un enlace sencillo.

#### b. ENLACE COVALENTE POLAR

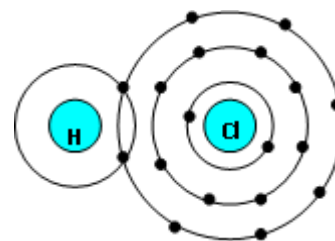
El átomo con mayor electronegatividad tiene mayor atracción por los electrones compartidos, la nube electrónica no está distribuida uniformemente entre los átomos creándose 2 polos ( $\delta^+$   $\delta^-$ )

Ejemplo: HCl tenemos la formación  $(\delta^+) \text{H} - \text{Cl} (\delta^-)$



Tanto el átomo de hidrógeno como el átomo de cloro necesitan un electrón para ser estables, de modo que se podría decir que llegan a un arreglo, compartiendo un par de electrones en un enlace covalente.

Por consiguiente, en una molécula de cloruro de hidrógeno los electrones pasan más tiempo cerca del átomo de cloro que del átomo de hidrógeno. Si se piensa en un enlace covalente como una nube electrónica no bien definida, entonces la nube electrónica tiene más densidad de electrones cerca del átomo del cloro. La anotación siguiente a menudo se usa para designar un enlace covalente polar.




La línea entre los dos átomos representa el enlace covalente. Los signos  $\delta^+$  y  $\delta^-$  (se leen delta más y delta menos) indica regiones de carga parcial positiva y parcial negativa, respectivamente. El hecho de compartir en forma desigual los electrones de un enlace covalente tiene un efecto importante en las propiedades de los compuestos. Por ejemplo las

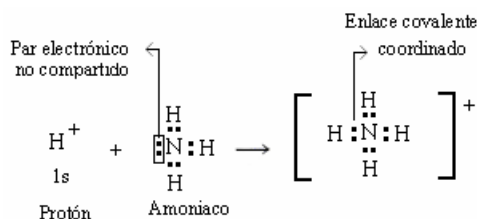


sustancias polares como el amoníaco y el cloruro de hidrógeno se disuelven fácilmente en el agua, que también es muy polar.

### c. ENLACE COVALENTE COORDINADO O DATIVO

Los electrones de compartición son aportados por uno sólo de los átomos que participan en el enlace.

Ejemplo: En el  $\text{NH}_4^+$  donde  Comparte sus tres electrones sueltos con cada H y el cuarto H está enlazado sólo con el par apareado del N, completando así la ley del octeto. *Es importante señalar que una vez formado el enlace, tanto el covalente normal como el covalente dativo son idénticos en cuanto a energía de enlace y longitud de enlace.*



### ENLACE METÁLICO

La unión de los átomos en los cristales metálicos sólidos se designa simplemente como enlace metálico, se da porque se forma una red cristalina de iones metálicos (+) mientras que los electrones débilmente sujetos se desplazan débilmente sujetos se desplazan libremente similar a un fluido por todo el metal.

Este tipo de enlazamiento difiere claramente de los enlaces iónicos y covalentes descritos. Un modelo de un sólido metálico podría visualizarse como una matriz tridimensional de iones positivos que permanecen fijos en la red cristalina, mientras los electrones de valencia, débilmente sujetos, se desplazan libremente por todo el cristal.

El movimiento, similar al de un líquido, de estos electrones de valencia a través de la red cristalina hace de los metales buenos conductores tanto del calor como de la electricidad. Una importante característica que distingue a los metales es que, en estado sólido, conducen la electricidad; los sólidos con enlaces iónicos y covalentes no la conducen

A mayor número atómico el enlace es muy fuerte, la distancia entre iones son menores, aumentando su densidad, dureza y punto de fusión. Debido a que los electrones se encuentran en movimiento los metales tienen alta conductividad eléctrica y calorífica.

### CONDUCTIVIDAD, SOLUBILIDAD Y OTROS INDICIOS DE LOS ENLACES QUÍMICOS

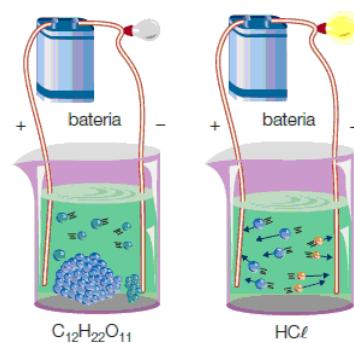
¿Se puede ensayar una sustancia para conocer el tipo de enlaces en ella? Desde luego que sí. Tanto las pruebas de conductividad como la solubilidad de las sustancias ofrecen importantes indicios respecto a sus características de enlace.

#### METALES

Si el material que se examina es un sólido que conduce la electricidad y su apariencia es brillante, es de esperar que se trate de un metal.

#### COMPUESTOS IÓNICOS

Si una pequeña cantidad de un material sólido se prueba disolviéndolo en agua, y si la solución resultante conduce la electricidad, es de esperar que el material sea una sustancia iónica. Todas las sustancias iónicas tienen un punto de fusión elevado (de alrededor de 300 a 1 000°C, por lo que son sólidas a temperatura ambiente. Toda sustancia que libera iones en solución acuosa (disuelta en agua) y, por tanto, conduce la electricidad, recibe el nombre de electrólito. El agua pura, por sí sola, es tan mal conductor de la electricidad que no se clasifica como electrólito. Los compuestos iónicos se disuelven en agua pero no se disuelven en gasolina ni en otros productos derivados del petróleo.



#### COMPUESTOS MOLECULARES O COVALENTES

Si la sustancia sujeta a prueba funde a una temperatura baja y es un sólido no conductor a temperatura ambiente, es de esperar que sea una sustancia molecular; es decir, que contenga moléculas con enlaces covalentes. Asimismo, una sustancia molecular no conduce una corriente eléctrica cuando está fundida o disuelta en un disolvente. Un buen ejemplo es la glucosa,



un azúcar sencillo. Su punto de fusión es bajo ( $83^{\circ}\text{C}$ ) y no conduce la electricidad cuando está fundida o disuelta en agua. Estas propiedades tienen que ver con el hecho de que la glucosa es una sustancia molecular con enlaces covalentes.

Si la sustancia que se examina es un gas o un líquido puro, no puede ser iónica; todas las sustancias iónicas tienen puntos de fusión altos. Si la sustancia es un gas, o es uno de los elementos llamados gases nobles (helio, neón etc.) o bien el gas se compone de moléculas con enlaces covalentes. Asimismo, los compuestos puros que son líquidos a temperatura ambiente tienen enlaces covalentes; esto es, son moleculares.

### LÍQUIDOS POLARES Y NO POLARES

Los líquidos moleculares se clasifican en dos tipos: polares y no polares. Las moléculas de agua son polares; la distribución electrónica de las moléculas de agua está desequilibrada. Otros líquidos polares son miscibles (solubles) en agua, en tanto que la mayor parte de los líquidos no polares son inmiscibles (no solubles) en agua. El aceite y el agua son inmiscibles; no son solubles el uno en el otro. Por tanto, el aceite debe ser no polar porque no se disuelve en el agua, que es polar.

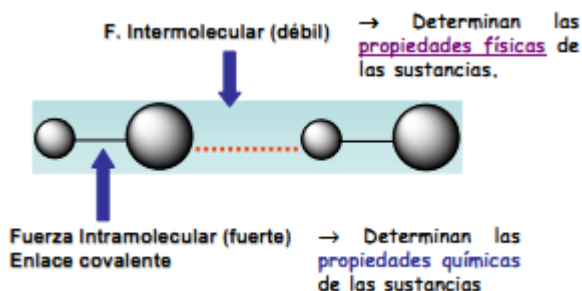
CARACTERÍSTICAS DE LOS ENLACES QUÍMICOS			
Características	Enlace iónico	Enlace covalente	Enlace metálico
Partículas unitarias	Iones positivos y negativos	Moléculas	Átomos
Estado físico a temperatura ambiente	Sólido	Puede ser sólido, líquido o gaseoso	Todos son sólidos excepto el Hg
Punto de fusión	Alto, de 300 a $1000^{\circ}\text{C}$	Bajo; muy variable	Muy variable; $>28^{\circ}\text{C}$ excepto el Hg
Conductividad			
<input type="checkbox"/> Como sólido	No	No	Sí
<input type="checkbox"/> Fundido	Sí, buena	No	Sí
<input type="checkbox"/> En agua	Sí, buena	No	No es aplicable
Solubilidad	Solubles en disolventes polares como el agua	Compuestos Covalentes no polares: solubles en disolventes no polares. Compuestos covalentes polares: solubles en disolventes polares	No son solubles en Disolventes; unos pocos reaccionan con el agua; casi todos reaccionan con los ácidos.
Ejemplos	NaCl, $\text{CaCl}_2$	$\text{CH}_4$ , $\text{CO}_2$ , $\text{H}_2\text{O}$ , $\text{I}_2$	Mg, Al, Fe, Zn

## SEMANA 8

### 2) Enlaces intermoleculares

Las moléculas se mantienen unidas entre sí gracias a las fuerzas (atracciones) intermoleculares. A veces estas fuerzas se denominan fuerzas de Van der Waals (Johanes Van der Waals estudió este efecto en gases reales). Las fuerzas intermoleculares son mucho más débiles que los enlaces iónicos o covalentes.

La intensidad de las atracciones intermoleculares disminuye al aumentar la distancia entre las moléculas, por lo que no son importantes en los gases pero cobran importancia en los líquidos y sólidos.



Estudiaremos tres tipos principales de fuerzas intermoleculares:

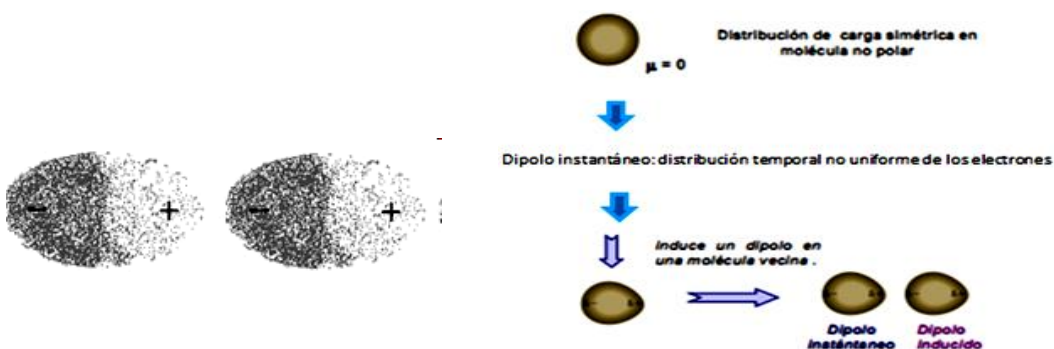
- Fuerzas de London.
- Interacción dipolo- dipolo.
- Enlace de hidrogeno.

#### A. Fuerzas de London (fuerzas de dispersión de London)

Las fuerzas de London son atracciones entre moléculas debidas a dipolos temporales causados por el movimiento de los electrones. Actúan entre cualquier tipo de moléculas, polares o apolares. En el caso de las moléculas no polares, es la única fuerza que actúa entre ellas.

Cuando los electrones se mueven de un lado para otro, generan un *momento* dipolar instantáneo, pasajero. Los electrones pueden acumularse a un lado de una molécula, dejando el núcleo parcialmente al descubierto al otro lado. Un extremo de la molécula tendrá carga negativa parcial pasajera y el otro extremo carga positiva parcial también pasajera. Las cargas parciales instantáneas de las moléculas se atraen entre si y así pueden unirse unas con otras.

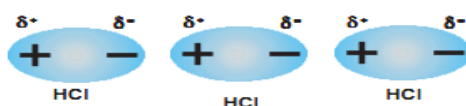
La magnitud de la fuerza de London aumenta con el peso molecular. Esto explica porque el  $F_2$  y  $Cl_2$  son gases, el  $Br_2$  es líquido y el  $I_2$  un sólido a temperatura ambiente. Esta interacción es efectiva entre moléculas muy cercanas.



#### B. Interacción dipolo - dipolo

Es la que se da entre moléculas neutras polares. Las moléculas polares poseen cargas parciales permanentes, además de las cargas parciales instantáneas motivadas por las fluctuaciones de sus nubes electrónicas. Las cargas parciales de una molécula polar pueden interaccionar con las cargas parciales de una molécula vecina y originar una *interacción dipolo-dipolo*. Esta interacción existe además e independientemente de las fuerzas de London.

La magnitud de estas interacciones depende, de las magnitudes de los dipolos que interaccionan y de la forma de la molécula. Las moléculas polares forman líquidos y sólidos en parte como resultado de las interacciones dipolo-dipolo, o sea, la atracción entre las cargas parciales de sus moléculas.



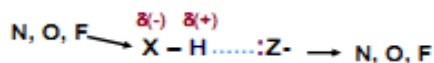


### C. Enlace de hidrogeno

El enlace de hidrogeno es un tipo especial de atracción intermolecular que existe entre el átomo de hidrogeno de un enlace polar (por ejemplo: H-F; H-O ó H-N) y un par de electrones no compartido en un ión o átomo electronegativo cercano (generalmente un átomo de flúor, oxígeno, nitrógeno de otra molécula).

Esta fuerza intermolecular es la que da al H<sub>2</sub>O sus propiedades características. Su punto de ebullición es mucho más alto que el esperado de acuerdo a su peso molecular, tiene punto de fusión, calor específico y calor de vaporización altos. Estas propiedades indican que las fuerzas entre las moléculas de agua son anormalmente intensas.

En el NH<sub>3</sub>, y el HF ocurre lo mismo.



### ACTIVIDAD 05

- La fuerza de atracción que mantiene juntos a los átomos de elementos y compuestos se llama:  
A) Enlace químico  
B) Enlace polar  
C) Enlace covalente  
D) Enlace electrovalente  
E) Electronegatividad
- El número de electrones que gana o pierde un átomo de un elemento al formar un compuesto se denomina:  
A) Valencia  
B) Estructura de Lewis  
C) Nro. de oxidación  
D) Electrones de enlace  
E) Elemento
- El enlace químico que se forma por transferencia de electrones de un átomo a otro, se llama enlace:  
A) Covalente  
B) Iónico o electrovalente  
C) Coordinado  
D) Covalente polar  
E) Lewis
- Cuando los electrones compartidos pertenecen a un solo átomo, el enlace se denomina:  
A) Covalente  
B) Covalente coordinado  
C) Doble  
D) Covalente polar  
E) Iónico
- Marque (V) o falso (F) según convenga:  
( ) Hay compuestos binarios que a pesar de estar formado por un metal y un no metal no son iónicos.  
( ) Hay otros compuestos iónicos que están formados sólo por átomos no metálicos.  
( ) En el Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> se transfieren 6 electrones de valencia  
( ) En el Ba<sub>3</sub>N<sub>2</sub>, el bario es anión y el nitrógeno es catión  
A) VVVF  
B) VFVF  
C) VFFF  
D) VVFF  
E) VVVV
- En los siguientes compuestos iónicos determine respectivamente el número de electrones transferidos:  
I. BaS  
II. Li<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>  
III. Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>  
A) 1, 1, 3  
B) 2, 2, 6  
C) 2, 6, 2  
D) 3, 2, 6  
E) 2, 4, 4
- ¿Cuál de las siguientes afirmaciones sobre las sustancias iónicas en estado sólido es correcta?



- A) Conducen muy bien la corriente eléctrica
- B) Son dúctiles y maleables
- C) Se cargan fácilmente al frotarlas
- D) Maleables
- E) Ninguna de las anteriores

8. ¿Cuál de los siguientes compuestos tiene mayor carácter iónico?

- A)  $\text{Na}_2\text{SO}_4$
- B)  $\text{N}_2\text{O}$
- C)  $\text{CO}_2$
- D)  $\text{SO}_3$
- E)  $\text{Cl}_2\text{O}$

9. Señale la proposición correcta:

- A) El agua disuelve a los compuestos iónicos por lo que esta sustancia es un compuesto iónico.
- B) El  $\text{I}_2$  es soluble en cloroformo puesto que ambas moléculas son apolares.
- C) El potasio metálico es un fuerte reductor.
- D) El mercurio conduce la corriente eléctrica porque es un líquido.
- E) El agua y el mercurio son los únicos elementos químicos que existen en estado líquido en la corteza terrestre.

10. ¿Cuál de las siguientes moléculas necesitará más energía para disociarse en sus átomos constituyentes?

- A)  $\text{Cl}_2$
- B)  $\text{F}_2$
- C)  $\text{I}_2$
- D)  $\text{N}_2$
- E)  $\text{O}_2$

11. Los siguientes elementos son semiconductores excepto uno:

- A) Si
- B) As
- C) Sn
- D) Ge
- E) Cu

12. De acuerdo a los valores de electronegatividad de Pauling de los elementos indicados:

S	W	U	Y	Z	X	T	V
0,82	0,93	1,00	2,04	2,20	2,55	2,96	3,04

¿Cuál de los siguientes compuestos hipotéticos presentará mayor carácter covalente?

- A) WV
- B) XU
- C) YT
- D) ZX
- E) UX

13. Cuatro elementos distintos tienen las siguientes configuraciones electrónicas:

$A=1s^2 2s^2 2p^2$ ;  $B=1s^2 2s^2 2p^5$ ;  $C=1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$  y  $D=1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ . ¿Cuáles son las fórmulas de los compuestos que B puede formar con todos los demás?

- A)  $\text{AB}_4$ ,  $\text{CB}_3$  y  $\text{DB}$
- B)  $\text{AB}_2$ ,  $\text{CB}$  y  $\text{DB}$
- C)  $\text{A}_4\text{B}$ ,  $\text{C}_3\text{B}$  y  $\text{D}_2\text{B}$
- D)  $\text{AB}_4$ ,  $\text{CB}$  y  $\text{DB}_2$
- E)  $\text{AB}$ ,  $\text{CB}$  y  $\text{DB}$

14. Los diagramas de Lewis de cuatro átomos A, B, C y son los siguientes:



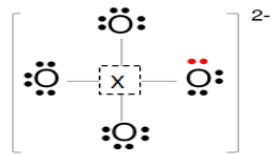
- a) Indica a qué grupo de la tabla periódica pertenece cada uno de los elementos.
- b) ¿Cuáles de ellos cabe esperar que formen iones. ¿Cuál será la carga del ión?
- c) ¿Qué tipo de compuesto cabe esperar que formen los elementos A y C?
- d) ¿Cuál sería la fórmula de este compuesto?

15. El átomo de un elemento "R" es isoelectrónico con  $\text{Y}^{3-}$ , si el átomo "R" posee 7 orbitales saturados con E.R.= 5. ¿Cuál es la representación de Lewis para el átomo "Y"?

16. Halle el número de masa del átomo cuya estructura de Lewis es:  $\ddot{\text{X}}$ , sabiendo que presenta cinco niveles y 75 neutrones.



17. Un elemento presenta tres isótopos en las cuales la suma de sus números de masa es 390, y el promedio de sus neutrones es 62. Realice la estructura de Lewis para dicho átomo.
18. El último electrón de un elemento químico representativo posee los siguientes números cuánticos (5, 1, 0, -1/2). Represente su anión monovalente con la escritura de Lewis.
19. Un ión tripositivo presenta 25 orbitales apareados ¿Cuál es la escritura de Lewis para el elemento?
20. Si el ion  $x^{-2}$  es isoelectrónico con un elemento carbonóide, de período 6. Halle el número atómico del elemento x y su escritura de Lewis.
21. Se tiene la siguiente estructura de Lewis para el ión  $xO_4^{2-}$ . ¿A qué grupo de la tabla periódica pertenece el átomo x?



22. Mediante la estructura de Lewis. Representar los siguientes compuestos y averiguar cuáles no cumplen con la regla del octeto.
- A)  $CCl_4$                       B)  $CH_3-COOH$                       C)  $CaO$   
D)  $SF_6$                       E)  $H_2SO_4$
23. Nombre los tipos de fuerzas de atracción que se debe vencer para que:
- a) El amoniaco líquido hierva  
b) El fósforo sólido ( $P_4$ ), se funde  
c)  $CsI$  se disuelve en  $HF$  líquido  
d) El potasio metálico se funde
24. ¿Cuál de los siguientes enunciados es verdadero?
- a) La magnitud de la interacción ion-dipolo inducido sólo depende de la carga del ión.  
b) Las fuerzas de dispersión existen en todos los átomos, moléculas e iones.  
c) Todos los compuestos que contienen átomos de hidrógeno pueden participar en la formación de puentes de hidrógeno.  
d) Las interacciones dipolo - dipolo entre las moléculas son mayores sí éstas solo poseen momentos dipolares temporales
25. ¿Cuáles de las especies siguientes son capaces de unirse entre sí mediante puentes de hidrógeno?
- a)  $C_2H_6$   
b)  $HI$   
c)  $KF$   
d)  $BeH_2$   
e)  $CH_3COOH$
26. Establezca la relación: sustancia - enlace químico o fuerza intermolecular predominante.

a) $C_6H_6$	( )	Puente de hidrógeno
b) $Zn$	( )	Dipolo-dipolo
c) $HI$	( )	Dispersión de London
d) $CsCl$	( )	Metálico
e) $CH_3NH_2$	( )	Iónico

- A) b, d, e, a, c  
B) e, c, a, b, d  
C) a, d, b, e, c  
D) c, d, a, e, b  
E) d, a, c, b, e



- 27.** Mencione los tipos de fuerzas intermoleculares que hay entre las moléculas, en cada una de las siguientes especies: a) NaCl b)  $C_6H_6$  c)  $CH_3Cl$  d)  $PF_3$  e)  $CS_2$
- 28.** Un elemento presenta tres isótopos en las cuales la suma de sus números de masa es 195, y el promedio de sus neutrones es 31. Realice la estructura de Lewis para dicho átomo.
- 29.** Determine el tipo de enlace que une a los átomos de las siguientes sustancias:  $MgCl_2$ ,  $CO_2$ ,  $F_2$ .
- 30.** Los elementos X, W, y Z tienen números atómicos consecutivos. Si W es un gas noble ¿Qué tipo de enlace formaran Z y X.
- 31.** Se combinan elementos químicos A(Z=8) y B(Z=17). Halle la fórmula y el tipo de compuesto formado.



## SEMANA 9 REPASO EVALUACIÓN PARCIAL

### UNIDAD III

## ÁTOMOS, MOLÉCULA E IONES Y REACCIONES QUÍMICAS

### SEMANA 10

#### Moléculas e iones I

##### MOLÉCULAS

Es la unión química de por lo menos dos átomos del mismo elemento o átomos de dos o más elementos diferentes; en una proporción definida, que se mantienen unidos mediante enlaces químicos, de acuerdo con la ley de las proporciones definidas.

Una molécula no siempre es un compuesto, el cual, por definición, está formado por dos o más elementos. El hidrógeno gaseoso, por ejemplo, es un elemento puro, pero consta de moléculas formadas por dos átomos de H cada una, por otra parte, el agua es un compuesto molecular que contiene hidrógeno y oxígeno en una relación de dos átomos de H y un átomo de O. Al igual que los átomos, las moléculas son eléctricamente neutras. Se dice que la molécula de hidrógeno, representada por  $H_2$ , es una **molécula diatómica** porque contiene sólo dos átomos. Otros elementos que existen normalmente como moléculas diatómicas son nitrógeno ( $N_2$ ) y oxígeno ( $O_2$ ), así como los elementos del grupo 7A: flúor ( $F_2$ ), cloro ( $Cl_2$ ), bromo ( $Br_2$ ) y yodo ( $I_2$ ) por supuesto, una molécula diatómica puede contener átomos de diferentes elementos como ejemplos se pueden citar el cloruro de hidrógeno ( $HCl$ ) y el monóxido de carbono ( $CO$ ).

La gran mayoría de las moléculas contiene más de dos átomos pueden ser átomos de un mismo elemento, como el ozono ( $O_3$ ), que está formado por tres átomos de oxígeno, o bien pueden ser combinaciones de dos o más elementos diferentes. Las moléculas que contienen más de dos átomos reciben el nombre de **moléculas poliatómicas**. El ozono ( $O_3$ ), el agua ( $H_2O$ ) y el amoníaco ( $NH_3$ ) son moléculas poliatómicas.

**IÓN:** Es un átomo o un grupo de átomos que tienen una carga eléctrica positiva o negativa.

##### **CATIÓN: (Carga +)**

Átomo con carga eléctrica positiva, debido a la pérdida de uno o más electrones de un átomo neutro. Ejemplos:  $Na^{1+}$ ;  $Ca^{2+}$ ;  $Al^{3+}$ ;  $Fe^{3+}$ ;  $NH_4^{1+}$

##### **ANIÓN: (Carga -)**

Átomo con carga eléctrica negativa, debido a la ganancia de uno o más electrones de un átomo neutro. Ejemplos:  $Cl^{1-}$ ;  $O^{2-}$ ;  $N^{3-}$ ;  $S^{2-}$ ;  $P^{3-}$

Un átomo puede perder o ganar más de un electrón. Como ejemplos de iones formados por la pérdida o ganancia de más de un electrón están:  $Mg^{2+}$ ,  $Fe^{3+}$ ,  $S^{2-}$  y  $N^{3-}$ . Estos iones, lo mismo que los iones  $Na^{1+}$  y  $Cl^{1-}$ , reciben el nombre de **iones monoatómicos** porque *contienen solamente un átomo*. En la figura se muestra la carga de algunos iones monoatómicos con algunas excepciones, los metales tienden a formar cationes y los no metales, aniones. Además, es posible combinar dos o más átomos y formar un ión que tenga una carga neta positiva o negativa. Los *iones que contienen más de un átomo*, como es el caso de  $OH^{1-}$  (ión hidroxilo),  $CN^{1-}$  (ión cianuro) y  $NH_4^{1+}$  (ión amonio) se denominan **iones poliatómicos**.



1 1A	2 2A													13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A	
Li <sup>+</sup>														Al <sup>3+</sup>			C <sup>4+</sup>	N <sup>3-</sup>	O <sup>2-</sup>	F <sup>-</sup>
Na <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 8B	10 8B	11 1B	12 2B									
K <sup>+</sup>	Ca <sup>2+</sup>				Cr <sup>3+</sup> Cr <sup>6+</sup>	Mn <sup>2+</sup> Mn <sup>3+</sup>	Fe <sup>2+</sup> Fe <sup>3+</sup>	Co <sup>2+</sup> Co <sup>3+</sup>	Ni <sup>2+</sup> Ni <sup>3+</sup>	Cu <sup>+</sup> Cu <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>								Se <sup>2-</sup>	Br <sup>-</sup>
Rb <sup>+</sup>	Sr <sup>2+</sup>									Ag <sup>+</sup>	Cd <sup>2+</sup>									
Cs <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>									Au <sup>+</sup> Au <sup>3+</sup>	Hg <sub>2</sub> <sup>2+</sup> Hg <sup>2+</sup>									

Figura: iones monoatómicos comunes ordenados según sus posiciones en la tabla periódica. Obsérvese que el ión de mercurio tiene dos átomos.

### 1) Fórmulas químicas

Representación gráfica de las moléculas de los compuestos. Expresan la composición de las moléculas y los compuestos iónicos por medio de los símbolos químicos.

Se consideran dos tipos de fórmulas químicas: fórmulas moleculares y fórmulas empíricas.

	Hidrógeno	Agua	Amoniaco	Metano
Fórmula molecular	H <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> O	NH <sub>3</sub>	CH <sub>4</sub>
Fórmula estructural	H—H	H—O—H	H—N—H   H	H—C—H   H
Modelo de esferas y barras				
Modelo espacial				

Figura: Fórmulas moleculares y estructurales, y modelos moleculares para cuatro moléculas comunes.

### FÓRMULAS MOLECULARES

Determina el número exacto de átomos de cada elemento que está presente en la molécula del compuesto, siendo ésta la unidad más pequeña de una sustancia.

### FÓRMULAS EMPÍRICAS

Determina que elementos están presentes y la proporción mínima, en números enteros, entre sus átomos, pero no necesariamente el número real de átomos en una molécula determinada.



COMPUESTO	FÓRMULA EMPÍRICA	FÓRMULA MOLECULAR
agua	H <sub>2</sub> O	H <sub>2</sub> O
oxígeno	O	O <sub>2</sub>
Benceno	CH	C <sub>6</sub> H <sub>6</sub>
Hidracina	NH <sub>2</sub>	N <sub>2</sub> H <sub>4</sub>

### FÓRMULAS DE LOS COMPUESTOS IÓNICOS

- Por lo general son las mismas que sus fórmulas empíricas debido a que los compuestos iónicos no están formados por unidades moleculares discretas.
- Para que los compuestos iónicos sean eléctricamente neutros, la suma de las cargas de los cationes y de los aniones de una fórmula debe ser igual a cero.
- Si las cargas de los cationes y los aniones son numéricamente diferentes se debe considerar: **el subíndice del catión debe ser numéricamente igual a la carga del anión, y el subíndice del anión debe ser numéricamente igual a la carga del catión.**

Ejemplos:

1. Bromuro de potasio:  
Cation de potasio: K<sup>1+</sup>  
Anión bromuro: Br<sup>1-</sup>  
Fórmula: KBr  
Suma de las cargas: (+1) + (-1) = 0
2. Óxido de aluminio:  
Cation Aluminio: Al<sup>3+</sup>  
Anión Oxígeno: O<sup>2-</sup>  
Fórmula: Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>  
Suma de las cargas: 2(+3) + 3(-2) = 0

**Ejercicio de práctica:** Escriba las fórmulas de los siguientes compuestos iónicos:

- a) sulfato de cromo III (que contiene los iones Cr<sup>3+</sup> y SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>).
- b) óxido de titanio IV (que contiene los iones Ti<sup>4+</sup> y O<sup>2-</sup>).

### 2) Nomenclatura de los compuestos

Parte de la química que estudia la forma de escribir y nombrar las fórmulas de los compuestos químicos, para iniciar éste estudio se debe diferenciar los compuestos orgánicos de los compuestos inorgánicos.

#### COMPUESTOS ORGÁNICOS:

Es el estudio del carbono, comúnmente combinado con el hidrógeno, oxígeno, nitrógeno y azufre.

#### COMPUESTOS INORGÁNICOS:

Es el estudio del resto de los compuestos.

El carbono tiene como estados de oxidación: 2+, 4+ y 4- los compuestos donde el carbono forma compuestos orgánicos es con el 4-, para los estados 2+ y 4+, tales como, **monóxido de carbono (CO); dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>), di sulfuro de carbono (CS<sub>2</sub>); compuestos que contienen el grupo cianuro (CN-); el grupo carbonato (CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>) y bicarbonatos (HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>);** se consideran compuestos inorgánicos.

Para su estudio, los compuestos se clasifican en cuatro categorías: **Compuestos iónicos, compuestos moleculares, ácidos y bases, e hidratos.**



### A. COMPUESTOS IÓNICOS

Están formados por cationes (iones positivos) y aniones (iones negativos).  
Los nombres de los cationes metálicos provienen del nombre de los elementos:

ELEMENTO			NOMBRE DEL CATION	
Na	Sodio	→	Na <sup>1+</sup>	Ión sodio (o catión sodio)
K	Potasio	→	K <sup>1+</sup>	Ión potasio (o catión potasio)
Mg	Magnesio	→	Mg <sup>2+</sup>	Ión magnesio (o catión magnesio)
Al	Aluminio	→	Al <sup>3+</sup>	Ión aluminio (o catión aluminio)

Los nombres de los aniones provienen del nombre de los elemento y agregando el sufijo "URO".

ELEMENTO			NOMBRE DEL CATION	
Cl	Cloro	→	Cl <sup>1-</sup>	Ion cloruro (o anión cloro)
C	Carbono	→	C <sup>4-</sup>	Ion carburo (o anión carbono)

Los compuestos iónicos pueden ser:

#### Compuestos binarios

- Formado por solo dos elementos.
- Se nombra primero el nombre del anión seguido del nombre del catión.
- Ejemplo: NaCl: Cloruro de sodio

#### Compuestos ternarios:

- Formado por tres elementos.
- Ejemplos: NaOH: Hidróxido de sodio; KCN: Cianuro de potasio

#### Nomenclatura con el sufijo "uro" para algunos aniones monoatómicos comunes según su posición en la tabla periódica

Grupo 4A	Grupo 5A	Grupo 6A	Grupo 7A
C carburo (C <sup>4-</sup> )*	N nitruro (N <sup>3-</sup> )	O óxido (O <sup>2-</sup> )	F fluoruro (F <sup>-</sup> )
Si siliciuro (Si <sup>4-</sup> )	P fosfuro (P <sup>3-</sup> )	S sulfuro (S <sup>2-</sup> )	Cl cloruro (Cl <sup>-</sup> )
		Se selenuro (Se <sup>2-</sup> )	Br bromuro (Br <sup>-</sup> )
		Te telururo (Te <sup>2-</sup> )	I yoduro (I <sup>-</sup> )

\* La palabra "carburo" también se utiliza para el anión C<sub>2</sub><sup>2-</sup>.



Nombres y fórmulas de algunos cationes y aniones inorgánicos comunes

Catión	Anión
aluminio ( $\text{Al}^{3+}$ )	bromuro ( $\text{Br}^-$ )
amonio ( $\text{NH}_4^+$ )	carbonato ( $\text{CO}_3^{2-}$ )
bario ( $\text{Ba}^{2+}$ )	cianuro ( $\text{CN}^-$ )
cadmio ( $\text{Cd}^{2+}$ )	clorato ( $\text{ClO}_3^-$ )
calcio ( $\text{Ca}^{2+}$ )	cloruro ( $\text{Cl}^-$ )
cesio ( $\text{Cs}^+$ )	cromato ( $\text{CrO}_4^{2-}$ )
cobalto(II) o cobaltoso ( $\text{Co}^{2+}$ )	dicromato ( $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ )
cobre(I) o cuproso ( $\text{Cu}^+$ )	dihidrógeno fosfato ( $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ )
cobre(II) o cúprico ( $\text{Cu}^{2+}$ )	fluoruro ( $\text{F}^-$ )
cromo(III) o crómico ( $\text{Cr}^{3+}$ )	fosfato ( $\text{PO}_4^{3-}$ )
estaño(II) o estanoso ( $\text{Sn}^{2+}$ )	hidrógeno carbonato o bicarbonato ( $\text{HCO}_3^-$ )
estroncio ( $\text{Sr}^{2+}$ )	hidrógeno fosfato ( $\text{HPO}_4^{2-}$ )
hidrógeno ( $\text{H}^+$ )	hidrógeno sulfato o bisulfato ( $\text{HSO}_4^-$ )
hierro(II) o ferroso ( $\text{Fe}^{2+}$ )	hidróxido ( $\text{OH}^-$ )
hierro(III) o férrico ( $\text{Fe}^{3+}$ )	hidruro ( $\text{H}^-$ )
litio ( $\text{Li}^+$ )	nitrate ( $\text{NO}_3^-$ )
magnesio ( $\text{Mg}^{2+}$ )	nitrito ( $\text{NO}_2^-$ )
manganeso(II) o manganoso ( $\text{Mn}^{2+}$ )	nitruro ( $\text{N}^{3-}$ )
mercurio(I) o mercuroso ( $\text{Hg}_2^{2+}$ )*	óxido ( $\text{O}^{2-}$ )
mercurio(II) o mercuríco ( $\text{Hg}^{2+}$ )	permanganato ( $\text{MnO}_4^-$ )
plata ( $\text{Ag}^+$ )	peróxido ( $\text{O}_2^{2-}$ )
plomo(II) o plumboso ( $\text{Pb}^{2+}$ )	sulfato ( $\text{SO}_4^{2-}$ )
potasio ( $\text{K}^+$ )	sulfito ( $\text{SO}_3^{2-}$ )
rubidio ( $\text{Rb}^+$ )	sulfuro ( $\text{S}^{2-}$ )
sodio ( $\text{Na}^+$ )	tiocianato ( $\text{SCN}^-$ )
zinc ( $\text{Zn}^{2+}$ )	yoduro ( $\text{I}^-$ )

\* El mercurio(I) existe como un par, según se señala.

Algunos metales (metales de transición) pueden formar más de un tipo de catión y forman diversos compuestos:

Ejemplos:

- $\text{Fe}^{2+}$  Ión ferroso
- $\text{Fe}^{3+}$  Ión férrico

Los nombres de los compuestos que forman estos iones hierro con el cloro serían:

- $\text{FeCl}_2$  cloruro ferroso
- $\text{FeCl}_3$  cloruro férrico

En la nomenclatura tradicional, si tienen cuatro estados de oxidación:

- hipo Metal .... oso (mínimo E.O)
- Metal .... oso (menor E.O)
- Metal .... ico (mayor E.O)
- per Metal .... ico (máximo E.O)

Algunos elementos metálicos pueden adoptar tres o más diferentes cargas positivas en los compuestos. En consecuencia, cada vez es más común designar los diferentes cationes mediante el empleo de números romanos. Este método recibe el nombre de sistema de Stock. De acuerdo con este sistema, el número romano I indica una carga positiva, II significa dos cargas positivas, y así sucesivamente, por ejemplo, los átomos de manganeso (Mn) pueden adoptar diferentes cargas positivas:

- $\text{Mn}^{2+}$ :  $\text{MnO}$  óxido de manganeso (II)
- $\text{Mn}^{3+}$ :  $\text{Mn}_2\text{O}_3$  óxido de manganeso (III)
- $\text{Mn}^{4+}$ :  $\text{MnO}_2$  óxido de manganeso (IV)



**Ejercicio de práctica:** Nombre los siguientes compuestos: a)  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ , b)  $\text{KH}_2\text{PO}_4$  y c)  $\text{NH}_4\text{ClO}_3$  y escriba las fórmulas químicas de los siguientes compuestos: a) nitrito de mercurio (I), b) sulfuro de sodio y c) fosfato de calcio.

## B. COMPUESTOS MOLECULARES

Están formadas por unidades moleculares discretas, generalmente formado por elementos no metálicos.

La nomenclatura de los compuestos moleculares binarios se hace de manera similar a los compuestos iónicos binarios.

Prefijos griegos utilizados en la nomenclatura de compuestos moleculares:

PREFIJO	SIGNIFICADO
Mono	1
Di	2
Tri	3
Tetra	4
Penta	5
Hexa	6
Hepta	7
Octa	8
Nona	9
Deca	10

Ejemplos:

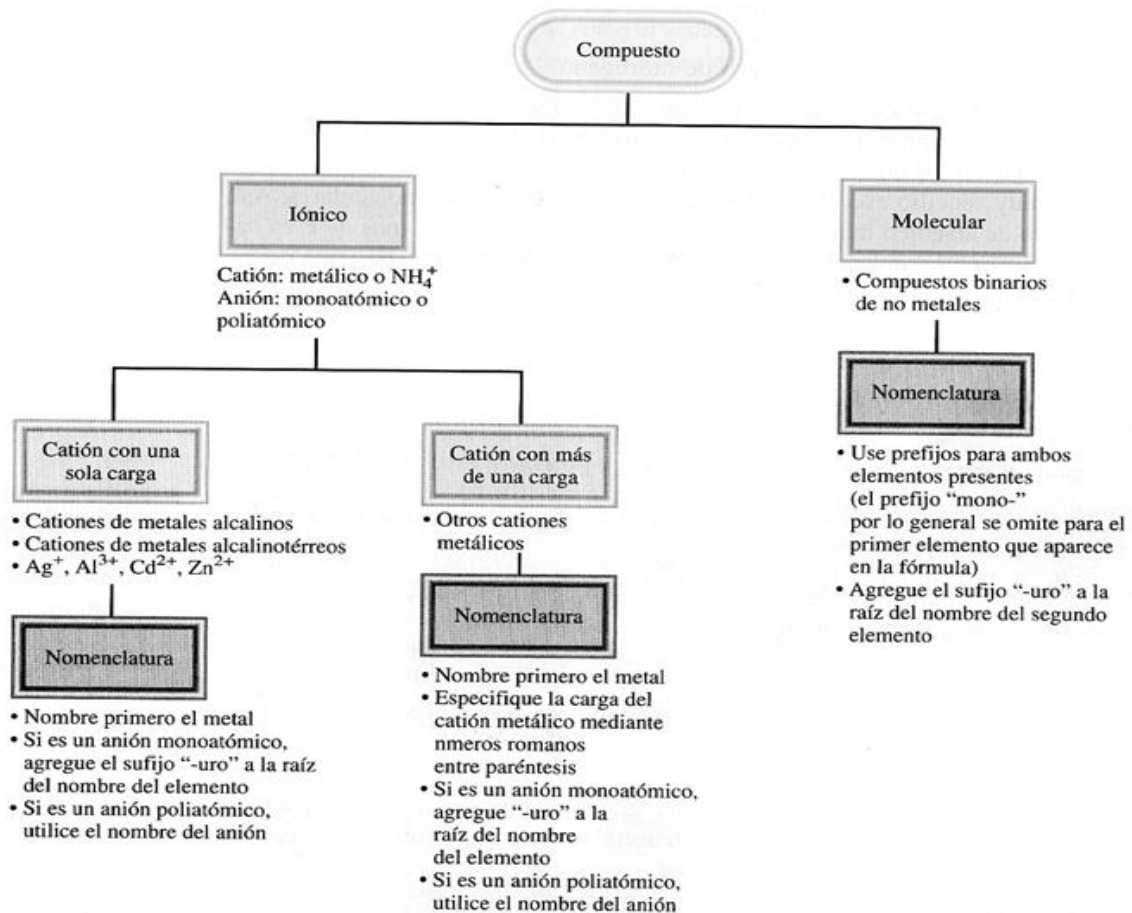
- $\text{CO}$  monóxido de carbono
- $\text{CO}_2$  dióxido de carbono
- $\text{HCl}$  cloruro de hidrogeno
- $\text{SiC}$  carburo de silicio
- $\text{SO}_2$  dióxido de azufre
- $\text{N}_2\text{O}_4$  tetróxido de di nitrógeno

Los compuestos que contienen hidrógeno se nombran por sus nombres comunes no sistemáticos.

- $\text{BH}_3$  Borano
- $\text{SbH}_3$  Estibina
- $\text{GeH}_4$  Germano
- $\text{SiH}_4$  Silano
- $\text{AsH}_3$  Arsina
- $\text{NH}_3$  Amoniaco
- $\text{CH}_4$  Metano
- $\text{PH}_3$  Fosfina



**PASOS PARA LA NOMENCLATURA DE COMPUESTOS IÓNICOS Y DE COMPUESTOS MOLECULARES BINARIOS.**



**Ejercicio de práctica:** Nombre los siguientes compuestos moleculares: a)  $\text{NF}_3$  y b)  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ .  
Escriba las fórmulas químicas para los siguientes compuestos moleculares: a) disulfuro de carbono y b) hexabromuro de disilicio.

**SEMANA 11**  
**MOLÉCULAS E IONES II**

**NOMENCLATURA DE ÁCIDOS**

Un ácido se describe como una sustancia que libera iones hidrogeno ( $\text{H}^+$ ) cuando se disuelve en agua, se forma por la unión de un óxido ácido con agua para oxácidos y de un no metal de los grupos VIA y VIIA con el hidrógeno para los hidrácidos.

Las fórmulas de los ácidos contienen uno o más átomos de hidrogeno, así como un grupo aniónico.

- Los aniones que terminan en “uro” forman ácidos cuyo nombre termina en “hídrico”.

ANIÓN			ÁCIDOS CORRESPONDIENTES	
$\text{F}^{-1}$	fluoruro	→	HF	Ácido fluorhídrico
$\text{Cl}^{-1}$	cloruro	→	HCl	Ácido clorhídrico
$\text{Br}^{-1}$	bromuro	→	HBr	Ácido bromhídrico
$\text{I}^{-1}$	yoduro	→	HI	Ácido yodhídrico
$\text{CN}^{-1}$	cianuro	→	HCN	Ácido cianhídrico

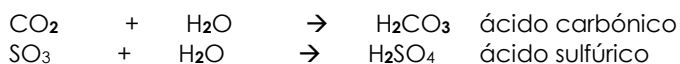




### OXACIDOS

Un **óxido ácido** o **anhídrido** al reaccionar con el **agua** forma los **ácidos oxácidos**.

**Óxido ácido + agua → Ácido oxácido**



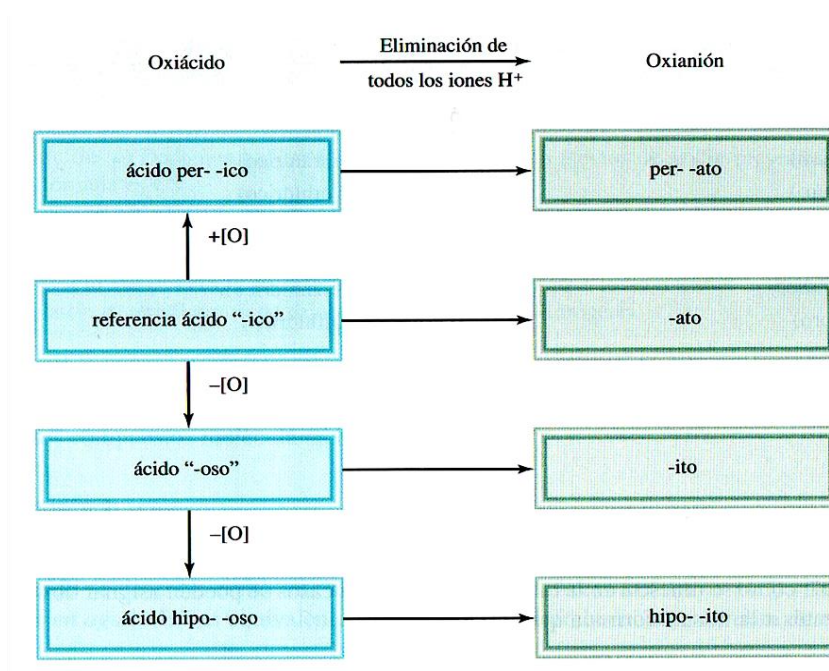
Fórmula para e.o. impar: HEO<sub>(E.O.+1)/2</sub>

Fórmula para e.o. par: H<sub>2</sub>EO<sub>(E.O.+2)/2</sub>

Fórmula para B, P, As y Sb: H<sub>3</sub>EO<sub>(E.O.+3)/2</sub>

Siendo: E = Símbolo del no metal

### NOMENCLATURA DE OXACIDOS Y OXIANIONES:



ÁCIDO			OXIANION	
HClO <sub>4</sub>	Ácido perclórico	→	ClO <sub>4</sub> <sup>1-</sup>	perclorato
HClO <sub>3</sub>	Ácido clórico	→	ClO <sub>3</sub> <sup>1-</sup>	clorato
HClO <sub>2</sub>	Ácido cloroso	→	ClO <sub>2</sub> <sup>1-</sup>	clorito
HClO	Ácido hipocloroso	→	ClO <sup>1-</sup>	hipoclorito

Los nombres de los aniones a los cuales se han quitado uno o más iones de hidrógeno, deben indicar el número de iones H presentes:

### Aniones del ácido fosfórico

$H_3PO_4$	Ácido fosfórico
$H_2PO_4^-$	Di hidrogeno fosfato
$HPO_4^{2-}$	Hidrogeno fosfato
$PO_4^{3-}$	fosfato

Los **oxiácidos** son ácidos que contienen hidrógeno, oxígeno y otro elemento (el elemento central). Las fórmulas de los oxácidos por lo general se escriben con el H en primer lugar, seguido por el elemento central y al final el O. usamos los siguientes cinco ácidos comunes como referencia en la nomenclatura de oxácidos:

$H_2CO_3$	ácido carbónico
$HClO_3$	ácido clórico
$HNO_3$	ácido nítrico
$H_3PO_4$	ácido fosfórico
$H_2SO_4$	ácido sulfúrico

### NOMENCLATURA DE BASES

Una base se describe como una sustancia que libera iones hidróxido ( $OH^-$ ) cuando está disuelto en agua, resulta de la unión de un óxido básico con el agua.

HIDROxIDOS	NOMBRES
NaOH	Hidróxido de sodio
KOH	Hidróxido de potasio
$Ba(OH)_2$	Hidróxido de bario



### C. HIDRATOS

Son compuestos que tienen un número específico de moléculas de agua unidos a ellos.

- $BaCl_2 \cdot 2H_2O$  cloruro de bario dihidratado
- $LiCl \cdot H_2O$  cloruro de litio monohidratado
- $MgSO_4 \cdot 7H_2O$  cloruro de magnesio heptahidratado

Las moléculas de agua se pueden eliminar por calentamiento y el compuesto resultante se denomina anhídrido (Compuesto sin agua en su composición).



$CuSO_4 \cdot 5H_2O$



$CuSO_4$

### D. COMPUESTOS INORGANICOS COMUNES





Algunos compuestos se conocen más por sus nombres comunes o triviales que por sus nombres químicos sistemáticos.

Fórmula	Nombre común	Nombre sistemático
H <sub>2</sub> O	Agua	Monóxido de dihidrógeno
NH <sub>3</sub>	Amoniaco	Nitruro de trihidrógeno
CO <sub>2</sub>	Hielo seco	Dióxido de carbono sólido
NaCl	Sal de mesa	Cloruro de sodio
N <sub>2</sub> O	Gas hilarante	Monóxido de dinitrógeno
CaCO <sub>3</sub>	Mármol, greda, piedra caliza	Carbonato de calcio
CaO	Cal viva	Óxido de calcio
Ca(OH) <sub>2</sub>	Cal apagada	Hidróxido de calcio
NaHCO <sub>3</sub>	Polvo para hornear	Hidrógeno carbonato de sodio
Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> · 10H <sub>2</sub> O	Sosa para lavar	Carbonato de sodio decahidratado
MgSO <sub>4</sub> · 7H <sub>2</sub> O	Sal de Epsom	Sulfato de magnesio heptahidratado
Mg(OH) <sub>2</sub>	Leche de magnesia	Hidróxido de magnesio
CaSO <sub>4</sub> · 2H <sub>2</sub> O	Yeso	Sulfato de calcio dihidratado

#### ACTIVIDAD 06

1. Son óxidos ácidos:

- I. Na<sub>2</sub>O
- II. CO
- III. SO<sub>3</sub>
- IV. Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>

A) I  
D) I y IV

B) II  
E) I y III

C) II y III

2. Señala la(s) proposición(es) incorrecta(s):

- I. Un metal más el oxígeno nos da un óxido básico.
- II. Un no metal más el oxígeno nos da un óxido ácido.
- III. Un óxido ácido más agua nos da un hidróxido.

A) I  
D) I y II

B) II  
E) II y III

C) III

3. Señala la(s) proposición(es) incorrecta(s):

- I. Un metal más el hidrogeno nos da un hidruro metálico.
- II. Un no metal más el oxígeno nos da un ácido hidrácido.
- III. Un oxido acido más agua nos da un ácido binario.

A) I  
D) I y II

B) II  
E) II y III

C) III

4. Señala la(s) proposición(es) incorrecta(s):

- I. Una base más un ácido hidrácido nos da un ácido oxácido.
- II. Un hidrato es un compuesto que tiene moléculas de agua en su constitución.



- III. Un hidróxido más un oxácido nos da una oxisal.
- A) Solo I  
D) I y II
- B) Solo II  
E) II y III
- C) Solo III
5. En la siguiente serie de compuestos, identifica al óxido básico.
- A)  $\text{NO}_2$   
D)  $\text{Li}_2\text{O}$
- B)  $\text{Br}_2\text{O}_3$   
E)  $\text{CO}_2$
- C)  $\text{SO}_3$
6. El estado de oxidación del cloro  $\text{Cl}_2\text{O}_5$  es:
- A) 1+  
D) 5+
- B) 2+  
E) 7+
- C) 3+
7. De los siguientes hidróxidos. ¿Qué metal actúa con estado de oxidación 1+?
- A)  $\text{Ca}(\text{OH})_2$   
D)  $\text{KOH}$
- B)  $\text{HOH}$   
E)  $\text{Hg}(\text{OH})_2$
- C)  $\text{Mg}(\text{OH})_2$
8. En la siguiente serie, identifique al ion bromato:
- A)  $\text{BrO}^-$   
D)  $\text{BrO}_3^-$
- B)  $\text{BrO}_2^-$   
E)  $\text{BrO}_4^-$
- C)  $\text{BO}_3^-$
9. Establecer la relación correcta:
- |                               |                            |
|-------------------------------|----------------------------|
| I. $\text{ZnO}$               | a. Hidróxido de magnesio   |
| II. $\text{P}_2\text{O}_5$    | b. Óxido de zinc           |
| III. $\text{Mg}(\text{OH})_2$ | c. Pentaóxido de difósforo |
- A) Ib, IIa, IIIc  
D) Ia, IIc, IIIb
- B) Ib, IIc, IIIa  
E) Ic, IIa, IIIb
- C) Ia, IIb, IIIc
10. En la siguiente serie de compuestos, identifica al hidruro metálico.
- A)  $\text{NH}_3$   
D)  $\text{BaH}_2$
- B)  $\text{HBr}$   
E)  $\text{H}_2\text{S}$
- C)  $\text{CH}_4$
11. ¿Cuál es el estado de oxidación (E.O.) del azufre en el ácido sulfuroso y del nitrógeno en el ácido nítrico, respectivamente?
- A) 2+, 3+  
D) 2+, 5+
- B) 4+, 5+  
E) 6+, 5+
- C) 4+, 3+
12. Son óxidos básicos:
- I)  $\text{Cl}_2\text{O}_3$  II)  $\text{Al}_2\text{O}_3$  III)  $\text{CO}_2$  IV)  $\text{Ni}_2\text{O}_3$  V)  $\text{SO}_3$
- A) I, II y IV  
D) I y II
- B) I y III  
E) II y IV
- C) II y III
13. Indique el nombre comercial que no corresponde:
- A)  $\text{NH}_3$ : amoníaco  
B)  $\text{CO}_2$ : hielo seco  
C)  $\text{N}_2\text{O}$ : gas hilarante  
D)  $\text{CaO}$ : cal apagada  
E)  $\text{CaCO}_3$ : mármol
14. Identifique al ion que está mal nombrado.



- A) Fosfato:  $\text{PO}_4^{3-}$   
B) Carbonato:  $\text{CO}_3^{2-}$   
C) Bromuro:  $\text{Br}^-$   
D) Sulfito:  $\text{SO}_3^{2-}$   
E) Permanganato:  $\text{MnO}_4^-$
- 15.** Indique la sal incorrectamente nombrada:
- A) NaHS: Hidrogeno sulfuro de sodio  
B)  $\text{K}_2\text{SO}_4$ : Sulfato de potasio  
C)  $\text{KMnO}_4$ : Manganato de potasio  
D)  $\text{AlCl}_3$ : Cloruro de aluminio  
E)  $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ : Bicarbonato de magnesio
- 16.** Establezca la relación correcta:
- |      |                          |    |                       |
|------|--------------------------|----|-----------------------|
| I.   | $\text{H}_2\text{S}$     | a. | Hidróxido de magnesio |
| II.  | $\text{NaHCO}_3$         | b. | Ácido sulfhídrico     |
| III. | $\text{Mg}(\text{OH})_2$ | c. | Bicarbonato de sodio  |
- A) Ib, IIa, IIIc  
B) Ib, IIc, IIIa  
C) Ia, IIb, IIIc  
D) Ia, IIc, IIIa  
E) Ic, IIa, IIIb
- 17.** Establezca la verdad (V) o falsedad (F) de cada una de las siguientes proposiciones:
- I. El ZnO y el HI representan dos compuestos de grupos funcionales diferentes.  
II. Los compuestos  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  representan diferentes grupos funcionales.  
III. Los compuestos  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HNO}_3$  y HCl pertenecen a grupos funcionales diferentes.
- A) VFV  
B) FFF  
C) VFF  
D) FVF  
E) FVV
- 18.** ¿En qué pareja de compuestos la suma de atomicidad es menor?
- A) Óxido férrico: Ácido nítrico  
B) Hidróxido aluminico: Carbonato de sodio  
C) Cloruro plúmbico: Sulfuro de hidrogeno  
D) Bromuro cúprico: Trióxido de azufre  
E) Hidruro de Zinc: Bicarbonato de sodio
- 19.** Las fórmulas del bromuro de hidrógeno y del ácido sulfhídrico, respectivamente son:
- A)  $\text{HBr}(\text{ac})$  ;  $\text{H}_2\text{S}(\text{ac})$   
B)  $\text{HBr}(\text{g})$  ;  $\text{H}_2\text{S}(\text{g})$   
C)  $\text{HBr}(\text{ac})$  ;  $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac})$   
D)  $\text{HBr}(\text{g})$  ;  $\text{H}_2\text{S}(\text{ac})$   
E)  $\text{HBrO}(\text{ac})$  ;  $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac})$
- 20.** Identifique el compuesto correctamente escrito:
- A)  $\text{NaSO}_4$   
B)  $\text{Ca}_2\text{ClO}_4$   
C)  $\text{Ag}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$   
D)  $\text{CuCrO}_4$   
E)  $\text{Mg}_2\text{CO}_3$
- 21.** Establecer la relación correcta:
- |      |                            |    |                 |
|------|----------------------------|----|-----------------|
| I.   | ZnS                        | a. | Nitrato de Zinc |
| II.  | $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ | b. | Sulfato de zinc |
| III. | $\text{ZnSO}_4$            | c. | Sulfuro de cinc |



A) Ib, IIa, IIIc  
D) Ia, IIc, IIIb

B) Ib, IIc, IIIa  
E) Ic, IIa, IIIb

C) Ia, IIb, IIIc

22. Escriba las fórmulas de los siguientes compuestos iónicos:

bromuro de cobre (que contenga el ión $\text{Cu}^{1+}$ )	
óxido de manganeso (que contenga el ión $\text{Mn}^{3+}$ )	
yoduro de mercurio (que contenga el ión $\text{Hg}_2^{2+}$ )	
fosfato de magnesio (que contenga el ión $\text{PO}_4^{3-}$ )	

23. ¿Cuál es la fórmula empírica de los siguientes compuestos?

$\text{Al}_2\text{Br}_6$		$\text{N}_2\text{O}_5$	
$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_4$		$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	
$\text{C}_2\text{H}_6$		$\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$	



24. Nombre los siguientes compuestos:

KClO		Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	
Ag <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>		TiCl <sub>4</sub>	
HNO <sub>2</sub>		NaH	
KMnO <sub>4</sub>		Li <sub>3</sub> N	
LiClO <sub>3</sub>		Na <sub>2</sub> O	
KNH <sub>4</sub> SO <sub>4</sub>		Na <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	
FeO		(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	

25. Escriba las fórmulas de los siguientes compuestos:

Cianuro de cobre (II)	
Clorito de estroncio	
Ácido perbrómico	
Hidróxido plumboso	
Óxido cúprico	

26. ¿Cuáles de las siguientes especies son elementos, cuáles son moléculas pero no compuestos, cuáles son compuestos pero no moléculas, y cuáles son compuestos y moléculas?

SO <sub>2</sub>	O <sub>3</sub>
S <sub>8</sub>	CH <sub>4</sub>
Cs	KBr
N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	S
NH <sub>3</sub>	P <sub>4</sub>
O <sub>2</sub>	LiF

27. Prediga la fórmula y el nombre del compuesto binario que se forma entre los siguientes elementos:

ELEMENTOS	FÓRMULA	NOMBRE
Na e H		
B y O		
Na y S		
Al y F		
F y O		
Sr y Cl		



28. Llene los espacios en blanco de la siguiente tabla:

CATION	ANION	FÓRMULA	NOMBRE
			Bicarbonato de magnesio
		SrCl <sub>2</sub>	
Fe <sup>3+</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>		
			Clorato de manganeso (II)
		SnBr <sub>4</sub>	
Co <sup>2+</sup>	NO <sub>2</sub> <sup>-1</sup>		
Hg <sup>+2</sup>	I <sup>-1</sup>		
		Cu <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	
			Nitruro de litio
Al <sup>3+</sup>	S <sup>2-</sup>		

29. Complete el siguiente cuadro:

	FORMULA	SISTEMATICA (IUPAC)	STOCK	TRADICIONAL
1	Cl <sub>2</sub> O <sub>5</sub>			
2			Hidróxido de mercurio (II)	
3				Anhídrido clórico
4		Dióxido de plomo		
5				Hidruro magnésico
6	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>			

30. Un elemento "X" de valencia 4 (E.O. 4+) forma parte del anión de una oxalácida de cobre II. Indique la fórmula de dicha sal.

- A) CuHXO<sub>3</sub>  
D) Cu<sub>2</sub>HXO

- B) Cu<sub>3</sub>(HXO)<sub>2</sub>  
E) Cu(HXO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>

- C) CuH(XO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>



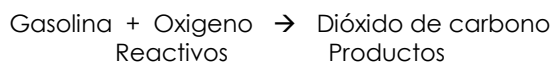
## SEMANA 12

### REACCIONES QUÍMICAS

#### REACCIONES QUÍMICAS Y ECUACIONES QUÍMICAS

Se produce una **reacción química** cuando las sustancias sufren cambios fundamentales de identidad; se consume una o más sustancias al mismo tiempo que se forma una o más sustancias diferentes.

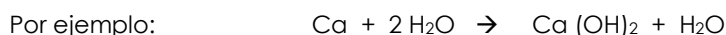
A las sustancias presentes al inicio de la reacción se les llama **reactivos**. Las sustancias que la reacción produce se conocen como **productos**.



En una reacción química, se forman nuevas sustancias cuyas propiedades son diferentes a las sustancias que las originaron. Esta reacción se puede reconocer por hechos como:

- La producción de un gas (efervescencia)
- La producción de calor (se calienta el matraz) o la absorción de calor (se enfría el matraz)
- Un cambio permanente en el color
- La aparición de una sustancia insoluble; entre otras características.

Las **ecuaciones químicas** sirven para representar, de forma simbólica, lo que ocurre durante la reacción.



Los reactivos se encuentran al lado izquierdo de la ecuación, separados por un signo más (+). Los productos se indican en el lado derecho de la ecuación. Una flecha ( $\rightarrow$ ) que se lee produce, separa los reactivos de los productos.

En las ecuaciones químicas se suelen emplear símbolos especiales para proporcionar información específica acerca de las sustancias participantes o sobre las condiciones de la reacción.

#### TÉRMINOS Y SÍMBOLOS QUE SE UTILIZAN EN LAS ECUACIONES QUÍMICAS, CON SU SIGNIFICADO.

TÉRMINO Ó SÍMBOLO	SIGNIFICADO
(g) ↑	Gaseoso
(s)	Sólido
(l)	Líquido
(ac)	Solución acuosa
$\rightarrow$	Reacción irreversible
$\leftrightarrow$ $\rightleftharpoons$	Reacción reversible
$\xrightarrow{\Delta}$	Calor necesario para iniciar o consumir una reacción
$\xrightarrow{Pt}$	Catalizador, modifica la reacción sin participar en ella.
(pp) ↓	Precipitado

#### IMPORTANTE:

Una ecuación química es una forma abreviada de expresar un cambio químico, mediante símbolos y fórmulas. En la escritura de las ecuaciones químicas se aplican dos reglas básicas:

1. No podemos escribir una ecuación para una reacción si no sabemos cómo reaccionan las sustancias y que nuevas sustancias se forman.
2. Toda ecuación química debe estar balanceada. Es decir, la cantidad de átomos de cada elemento presente en los reactivos debe ser igual a la cantidad de átomos de los productos.



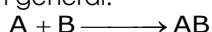
### CLASIFICACIÓN DE LAS REACCIONES

Los químicos clasifican las reacciones con arreglo a diversos criterios, pero la mayor parte de ellas se pueden ubicar en una de las cinco categorías siguientes:



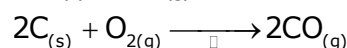
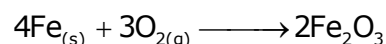
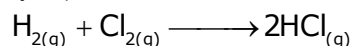
### REACCIONES DE COMBINACIÓN, DE SÍNTESIS O DE COMPOSICIÓN

Son aquellas en las que se obtiene un compuesto a partir de dos o más sustancias. Este tipo de reacción se muestra en una ecuación general:



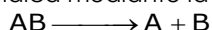
Donde A y B pueden ser elementos y/o compuestos:

Ejemplos:



### REACCIÓN DE DESCOMPOSICIÓN

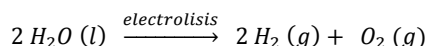
Cuando un solo compuesto se descompone en dos o más sustancias simples, se trata de una reacción de descomposición, como se indica mediante la reacción general:



Se presenta:

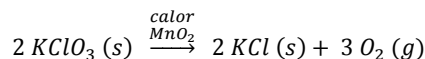
#### DESCOMPOSICIÓN DE UN COMPUESTO PARA DAR DOS ELEMENTOS

*Ejemplo: En la electrolisis del agua se producen dos elementos por descomposición de un compuesto.*



#### DESCOMPOSICIÓN DE UN COMPUESTO PARA DAR UN COMPUESTO Y UN ELEMENTO

*Ejemplo: Los cloratos de los metales alcalinos, como el clorato de potasio (KClO<sub>3</sub>), se descomponen cuando se calientan para dar cloruro de potasio con desprendimiento de oxígeno; el clorato de potasio es una fuente común de laboratorio de cantidades pequeñas de oxígeno.*



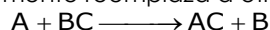
#### DESCOMPOSICIÓN DE UN COMPUESTO PARA DAR DOS COMPUESTOS

*Ejemplo: La descomposición térmica del carbonato de calcio (caliza) y de otros carbonatos da lugar a dos compuestos, un óxido metálico y dióxido de carbono. Esta es una reacción importante en la fabricación de cemento. El óxido de calcio se utiliza como base en procesos industriales.*



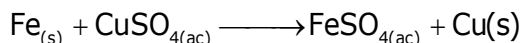
### REACCIÓN DE DESPLAZAMIENTO SIMPLE

Son aquellas en las que un elemento reemplaza a otro en un compuesto.

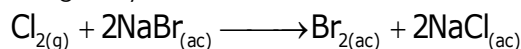


- Un metal sustituye a un ión metálico en su sal o a un ion hidrógeno en un ácido según (la serie electromotriz).



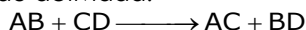


- b. Un no metal sustituye a un ion no metálico en su sal o ácido (según la serie de actividad de los halógenos).



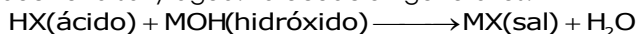
### REACCIONES DE DOBLE SUSTITUCIÓN O METÁTESIS

Participan dos compuestos en la reacción, el ion positivo (catión) de un compuesto se intercambia con el ion positivo (catión) de otro compuesto. Este tipo de reacción también se conoce como de **metátesis** (palabra que significa cambio de estado en la sustancia o en la forma) y no depende de la serie electromotriz o de actividad.

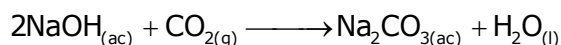
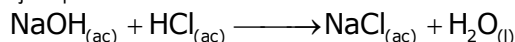


La mayoría de las reacciones pueden incluirse en este tipo de sustitución de doble desplazamiento. Entre otras, pueden enumerarse las reacciones de **neutralización** y las de **precipitación**.

- a. **Reacciones de neutralización.** Son aquellas que ocurren entre una sustancia ácida y una básica para producir una sal y agua. La ecuación general es:

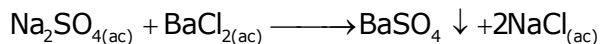
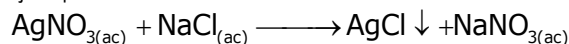


Ejemplo:



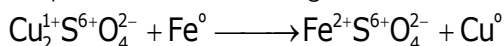
- b. **Reacciones de precipitación.** En ésta se produce una sustancia que no es soluble en el medio de la reacción y se forma un precipitado.

Ejemplos:



### REACCIONES DE ÓXIDO-REDUCCIÓN (O REDOX)

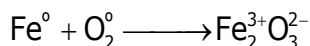
En esta reacción, algunos elementos cambian su estado de oxidación (número de oxidación) al pasar de reactante a producto. Este cambio se debe a los electrones ganados o perdidos por las sustancias en el proceso. Observe la siguiente ecuación:



En esta reacción el  $\text{Cu}^{\text{I}}$  cambio a  $\text{Cu}^{\text{0}}$  modificando su estado de oxidación de +1 a 0 (ya que ganó un electrón), se dice que el **cobre se redujo** (debido a que disminuyeron las cargas positivas). En cambio, el hierro pasó de  $\text{Fe}^{\text{0}}$  a  $\text{Fe}^{\text{II}}$  (perdió 2 electrones), cambiando sus estados de oxidación de 0 a +2; se dice que el hierro **se oxidó** (debido a que aumentaron las cargas positivas).

El elemento que se reduce permite que otro se oxide, por tal razón, al primero se le conoce como **agente oxidante** y el elemento que se oxide permite que otro se reduzca y se dice que actúa como **agente reductor**.

Ejemplo:



El  $\text{Fe}^{\text{0}}$   $\longrightarrow \text{Fe}^{\text{III}}$  perdió  $3e^-$ ; se oxidó (ya que aumentaron las cargas positivas) y actúa como agente reductor.

El  $\text{O}_2^{\text{0}}$   $\longrightarrow \text{O}^{\text{II-}}$ , ganó  $2e^-$  por átomo y  $4e^-$  por molécula, se redujo y actúa como agente oxidante

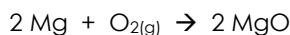
- 1) Balanceo de ecuaciones

### MÉTODO DEL TANTEO



Para entender lo que ocurre en efecto durante una reacción, resulta útil visualizar lo que sucede a nivel molecular o atómico. Una ecuación química contiene gran cantidad de información de este tipo.

Por ejemplo, el magnesio metálico arde en oxígeno y produce un polvo blanco; óxido de magnesio. En el nivel atómico y molecular esta ecuación es



Esto nos indica que dos átomos de magnesio reaccionan con una molécula de oxígeno gaseoso para producir dos unidades formulares de óxido de magnesio (No se puede decir moléculas de óxido de magnesio porque los enlaces son más iónicos que covalentes).

Se puede modificar las escalas de proporciones tanto de los reactivos como de los productos. Se puede trabajar en función de peso, número de moles, átomos; etc.

#### IMPORTANTE:

- En una reacción química ningún átomo se gana ni se pierde, la materia se conserva.
- Por tanto, en una ecuación química balanceada el número de átomos de cada elemento representados como reactivos y como productos debe ser el mismo; los átomos están balanceados.
- La masa total de los reactantes es igual a la masa total de los productos. Esto concuerda con la ley de la conservación de la masa: no se crean ni se destruyen átomos, y tampoco se crea ni se destruye masa.
- La ecuación balanceada representa todas estas relaciones.

#### COMO ESCRIBIR Y BALANCEAR ECUACIONES QUÍMICAS

Para comprender este proceso consideraremos lo siguiente:

Inicie el proceso de balanceo seleccionando el elemento específico que se va a balancear. Por lo general, debe seleccionarse un elemento del compuesto que contenga la mayor cantidad de átomos, y debe seleccionarse el elemento presente en mayor cantidad en este compuesto. Este elemento no debe ser un elemento de un ión poliatómico ni debe ser H u O.

El orden de balanceo sería: Metales – No metales – Hidrogeno- Oxígeno.

Enseguida, realice el balanceo de los iones poliatómicos que deben ser iguales en ambos lados de la ecuación.

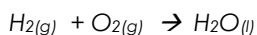
Balancee los átomos de hidrogeno y luego los átomos de oxígeno. Si aparecen en el ion poliatómico y ya realizó el balance en el paso 3, no necesita volver a considerarlo.

Verifique todos los coeficientes para comprobar que son números enteros y que están en la proporción más pequeña posible. Si los coeficientes son fraccionarios, debe multiplicarse todos los coeficientes por un número que convierta las fracciones a números enteros.

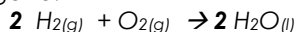
*Ejemplo 1: Partamos de la ecuación química de la reacción que se lleva a cabo cuando una chispa enciende una mezcla de hidrogeno y oxígeno gaseoso y se produce agua y la energía suficiente para producir un fuerte estallido.*

*Solución:*

*Escribir las fórmulas correctas de los reactivos y productos.*



*Como no existe iones poliatómicos, se balancea los átomos de oxígeno y luego los átomos de hidrogeno.*

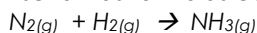


*Ahora, aparecen 4 átomos de hidrogeno y también 2 átomos de oxígeno representados en ambos lados de la ecuación. La ecuación esta balanceada.*

*Ejemplo 2: Balancear la ecuación química de la reacción de nitrógeno gaseoso con hidrógeno gaseoso para producir amoniaco gaseoso (NH<sub>3</sub>).*

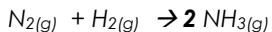
*Solución:*

*Escribir las formulas correctas de los reactivos y productos.*

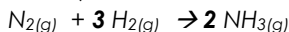




Se balancea la cantidad de átomos de Nitrógeno presentes.



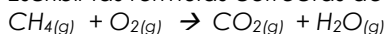
Ahora, se balancea los átomos de hidrogeno y la ecuación ya esta balanceada.



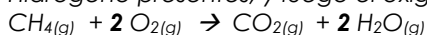
Ejemplo 3: Escribe y balancear la ecuación química de la combustión del metano ( $CH_4$ ), el principal componente del gas natural. Durante la combustión, una sustancia química se combina con oxígeno. La combustión de una sustancia que contiene átomos de C y H siempre produce dióxido de carbono y agua cuando la combustión es completa.

Solución:

Escribir las formulas correctas de los reactivos y productos.



Como la cantidad de átomos de C esta balanceada, se balancea la cantidad de átomos de Hidrógeno presentes; y luego el oxígeno.

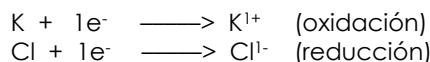


### MÉTODO OXIDO-REDUCCION (REDOX)

Las reacciones oxido-reducción constituyen una parte importante del mundo que nos rodea. Abarcan desde la combustión de los combustibles fósiles hasta la acción de agentes blanqueadores domésticos. La mayoría de los elementos metálicos y no metálicos se obtienen de sus menas por procesos de oxidación o reducción.

Las reacciones químicas (oxido-reducción) implican reordenamiento de las estructuras electrónicas de los elementos que forman parte de ellas, en particular de los electrones de valencia.

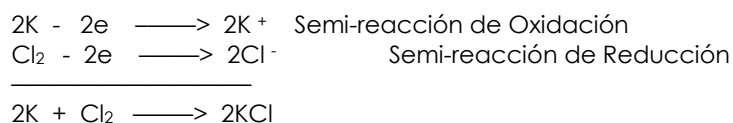
Con mucha frecuencia, dichos reordenamientos implican ganancia o pérdida de electrones. Por ejemplo en la formación de cloruro de potasio (KCl), este elemento transfiere un electrón al cloro y el resultado es la formación de un catión potasio y un anión cloruro.



**Oxidación:** se produce cuando un átomo pierde electrones

**Reducción:** se produce cuando un átomo gana electrones

Estos dos procesos: **oxidación y reducción ocurren al mismo tiempo** de tal manera que el número de electrones ganados es igual al número de electrones perdidos. Por tanto, se requieren dos átomos de potasio para aportar dos electrones ganados por dos átomos de cloro de la molécula.



La ecuación final corresponde a la suma de las dos semi-reacciones, una oxidación y otra de reducción, en las cuales el número de electrones ganados y perdidos se anulan por ser iguales.

Una reacción de transferencia de electrones es siempre la suma de una semi-reacción de oxidación (pérdida de electrones) y otra de reducción (ganancia de electrones). Por eso, se llaman REDOX



### Número de Oxidación

El número de oxidación se refiere al número de cargas que tendría un átomo en una molécula (o en un compuesto iónico) si los electrones fueran transferidos completamente.

Las siguientes reglas ayudan en la asignación del número de oxidación de los elementos:

En los elementos libres (esto es, en estado no combinado). Cada átomo tiene un número de oxidación de cero. Así, cada átomo en  $H_2$ ,  $Br_2$ ,  $Na$ ,  $Be$ ,  $K$ ,  $O_2$ ,  $P_4$ , y  $S_8$  tienen el mismo número de oxidación cero.

Para los compuestos de un solo átomo, el número de oxidación es igual a la carga del ión. Así,  $Li^+$  tiene un número de oxidación de  $1+$ ;  $Ba^{2+}$ , ión  $2+$ ;  $Fe^{3+}$ , ión  $3+$ ;  $I^-$ , ión  $1-$ ;  $O^{2-}$ , ión  $-2$ ; etc.

Todos los metales alcalinos tienen número de oxidación  $1+$  y todos los metales alcalinos térreos tienen un número de oxidación  $2+$  en sus compuestos. El aluminio siempre tiene un número de oxidación  $3+$  en todos sus compuestos.

El número de oxidación del oxígeno en la mayoría de los compuestos (por ejemplo,  $MgO$  y  $H_2O$ ) es  $2-$ , pero en el peróxido de hidrógeno ( $H_2O_2$ ), el número de oxidación del oxígeno es  $1-$ .

Los halógenos tienen números de oxidación positivos o negativos ( $-1$ ), depende de los compuestos que formen.

El hidrógeno casi siempre trabaja con un estado de oxidación igual a  $+1$ .

En una molécula neutra, la suma de los números de oxidación de todos los átomos debe ser cero. En un ión poliatómico, la suma de los números de oxidación de todos sus elementos debe ser igual a la carga neta del ión.

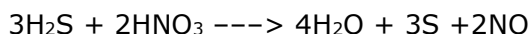
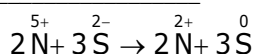
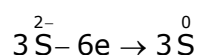
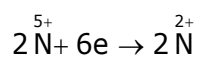
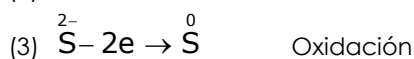
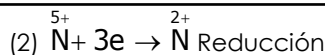
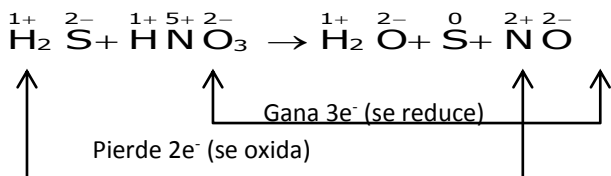
Por ejemplo, en el ión amonio, el  $NH_4^+$ , el número de oxidación del nitrógeno es  $3-$  y el hidrógeno es  $1+$ . Así la suma de los números de oxidación es  $-3 + 4(+1) = +1$  que es igual a la carga neta del ión.

Reglas para balancear por el método redox:

1. Se determinan los estados de oxidación para cada uno de los elementos
2. Se determina los elementos que se reducen y oxidan (semi-reacciones)
3. El balance consiste en que el número de electrones ganados sea igual al número de electrones perdidos, por lo cual se multiplican por factores adecuados.
4. Los coeficientes determinados se reemplaza en la ecuación química., si es necesario se termina de balancear por el método del tanteo, dejando para el final al oxígeno y al hidrógeno.

Ejemplo:

- 1) Balancear la siguiente ecuación por el método redox.





ACTIVIDAD 07

1. Una ecuación química indica:
- A) Los reactantes y los productos
  - B) Las cantidades de las sustancias
  - C) El estado físico de las sustancias
  - D) Representación de los componentes que participan en la reacción
  - E) Todo lo anterior.
- Rpta: D**
2. Determine los coeficientes de los reactantes y productos, al balancear la ecuación química:  
$$\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$$
- A) 2 - 5  $\rightarrow$  2 - 3
  - B) 4 - 5  $\rightarrow$  4 - 6
  - C) 1 - 4  $\rightarrow$  1 - 3
  - D) 2 - 4  $\rightarrow$  2 - 6
  - E) 1 - 4  $\rightarrow$  2 - 3
- Rpta: B**
3. Determine los coeficientes de los reactantes y productos, al balancear la ecuación:  
$$\text{Fe} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2$$
- A) 2 - 3  $\rightarrow$  4 - 3
  - B) 2 - 3  $\rightarrow$  1 - 3
  - C) 2 - 3  $\rightarrow$  1 - 1
  - D) 2 - 2  $\rightarrow$  3 - 1
  - E) 1 - 4  $\rightarrow$  1 - 3
- Rpta: B**
4. Es una reacción de precipitación:
- A)  $\text{HgO}_{(s)} \rightarrow \text{Hg}_{(l)} + \text{O}_2$
  - B)  $\text{CO}_{2(g)} + \text{CaO}_{(s)} \rightarrow \text{CaCO}_{3(s)}$
  - C)  $\text{Ag}_2\text{CrO}_{4(s)} \rightarrow 2 \text{Ag}^+_{(ac)} + \text{CrO}_4^{2-}_{(ac)}$
  - D)  $\text{Ca}(\text{OH})_{2(ac)} + \text{H}_2\text{CO}_{3(ac)} \rightarrow \text{CaCO}_{3(s)} + \text{H}_2\text{O}$
  - E) Ninguna
- Rpta: D**
5. Corresponde a una característica de agentes oxidante:
- A) Necesariamente contienen oxígeno en su estructura
  - B) Pierden electrones
  - C) Se oxidan
  - D) Provocan reducción en otras especies
  - E) Ninguna
- Rpta: D**
6. Dada la siguiente ecuación:  $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$ , indique cuál sustancia actúa como agente oxidante y cuál como agente reductor.
- Rpta: H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> y Zn**
7. Asigne números de oxidación a los no metales respectivamente en los siguientes compuestos.
- I.  $\text{Li}_2\text{O}$
  - II.  $\text{HNO}_3$
  - III.  $(\text{IO}_4)^{1-}$
  - IV.  $(\text{Cr}_2\text{O}_7)^{2-}$
- Rpta: 1+; 5+; 7+; 6+**
8. Balancee las siguientes reacciones químicas por el método de tanteo.
- A)  $\text{C}_6\text{H}_6 + \text{O}_2 \square \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
  - B)  $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \square \text{CaSO}_4 + \text{H}_3\text{PO}_4$

Y dar como respuesta la suma de coeficientes, del agua (de A) y del  $\text{H}_3\text{PO}_4$  (de B)

**Rpta: 8**



9. Balancee la siguiente reacción química por el método redox.  
$$\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO} + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$$
Luego dar como respuesta el coeficiente del agente oxidante, el coeficiente del agente reductor y la sustancia que actúa como especie reducida.  
**Rpta: 2; 3; HNO<sub>3</sub>**
10. Balancee la siguiente reacción química por el método redox.  
$$\text{HNO}_3 + \text{I}_2 \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$$
Luego dar como respuesta la suma de coeficientes, el coeficiente de la forma oxidada y la sustancia que actúa como especie reducida.  
**Rpta: 31; 3; HNO<sub>3</sub>**
11. Balancee la siguiente reacción química por el método redox.  
$$\text{C} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
Luego dar como respuesta la suma de coeficientes del agente oxidante y del agente reductor, el coeficiente de la especie reducida y la sustancia que actúa como especie oxidada.  
**Rpta: 5; 4; C**
12. Balancee la siguiente reacción química por el método redox.  
$$\text{HNO}_3 + \text{HBr} \rightarrow \text{Br}_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$$
Luego dar como respuesta la suma de coeficientes de la forma oxidada y de la especie reducida, la suma de coeficientes del agente oxidante y del agente reductor.  
**Rpta: 5; 8**
13. Balancee la siguiente reacción química por el método redox.  
$$\text{NH}_3 + \text{CuO} \rightarrow \text{N}_2 + \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$$
Luego dar como respuesta la sustancia que actúa como agente oxidante, el coeficiente del agente reductor y el coeficiente del amoníaco.  
**Rpta: CuO; 2; 2**
14. Balancee la siguiente reacción química por el método redox.  
$$\text{HNO}_3 + \text{SnO} \rightarrow \text{SnO}_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$$
Luego dar como respuesta la suma de coeficientes del ácido nítrico y del óxido de estaño (IV), así como la suma de coeficientes del agua y del agente reductor  
**Rpta: 5; 4**
15. Balancee la siguiente reacción química por el método redox.  
$$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HI} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
Luego dar como respuesta la suma de todos los coeficientes, la suma de coeficientes del yodo y de especie oxidada, así como el coeficiente del agente reductor  
**Rpta: 6; 3; 2**
16. Balancee la siguiente reacción química por el método redox.  
$$\text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{NaCl} + \text{NaOCl}$$
Luego dar como respuesta el tipo de reacción química a la cual corresponde, la suma de coeficientes del agente oxidante y del agente reductor, así como el coeficiente del cloruro de sodio.  
**Rpta: Dismutación; 2; 1**
17. Balancee la siguiente reacción química por el método redox.  
$$\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$$
Luego dar como respuesta la suma de coeficientes de la forma oxidada y de la especie reducida, así como la suma de coeficientes del agente oxidante y de la forma reducida.  
**Rpta: 3; 4**



## SEMANA 13

### RELACIONES DE MASAS EN LAS REACCIONES QUÍMICAS I

**UNIDADES QUÍMICAS DE MASA** .- Es el estudio de las diferentes unidades que se emplean para expresar la masa de las sustancias y su relación con el número de partículas contenidas en ella (átomos, moléculas, iones, protones, etc.)

**MASA**.- Es la cantidad de materia sustancial que posee un cuerpo; su valor es el mismo en cualquier parte del universo. Las unidades de masa son: Kg., g, mg,..... , etc.

**UNIDAD DE MASA ATÓMICA (uma)** .- Viene a ser la doceava parte de la masa del isótopo de carbono 12 ( $^{12}\text{C}$ ), al cual según IUPAC se le asignó por convención una masa de 12 UMA. en 1962.

$$1 \text{ uma} = \frac{1}{12} \text{ masa } ({}^1_6\text{C}^{12})$$

#### MASA ATÓMICA o PESO ATÓMICO (m.A.)

Es la masa relativa de cada isótopo expresado en "uma" el cual es determinado mediante el espectrómetro de masas (instrumento que en base a un campo magnético y la relación: carga / masa separa los isótopos ionizados de un elemento, determinando la masa y el porcentaje de abundancia).

1 uma  $\approx$   $1,66 \times 10^{-24}$  g. Ejemplo: H = 1 uma; O = 16 uma

#### ÁTOMO GRAMO (at-g)

El átomo gramo (at-g) representa la masa de  $6,022 \times 10^{23}$  átomos del elemento. También se puede indicar que es igual a la masa atómica de un elemento expresada en gramos.

1 at-g = (m.A.) g

1 at-g de Ca = 40 g de Ca

#### MASA MOLECULAR O PESO MOLECULAR ( $\bar{M}$ )

Es la masa promedio de cada molécula de una sustancia covalente. Se calcula sumando las masas atómicas de los átomos que forman la molécula.

Ejem.  $\text{H}_2\text{SO}_4$  = 98 uma

#### MOLÉCULA GRAMO (mol-g)

Una molécula gramo de cualquier compuesto representa la masa en gramos de  $6,02 \times 10^{23}$  moléculas del compuesto. También es igual a la masa molecular expresada en gramos. Se le llama también mol.

1 mol-g = ( $\bar{M}$ ) g

1 mol-g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  = 98 g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$

Ejemplo:

¿Cuántos moles de ácido sulfúrico existen en 490 gramos de dicho compuesto?

Solución.-

Si la masa de una mol de ácido sulfúrico es igual a 98, entonces en 490 gramos habrán 5 moles.

#### NÚMERO DE AVOGADRO

El número de moléculas de un mol de cualquier sustancia, representado por el símbolo  $N_A$  está dado por  $6,022 \times 10^{23}$

#### VOLUMEN MOLAR ( $V_m$ )

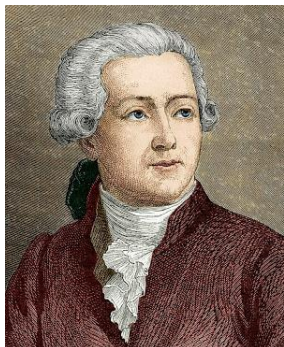
Es el volumen ocupado por un mol de cualquier gas. A condiciones normales ( $P= 1 \text{ atm}$  y  $T= 273 \text{ K}$ ) una mol de cualquier gas ocupa un volumen de 22,4 L.

## SEMANA 14

### ESTEQUIOMETRÍA

En química, la **estequiometría** (del griego "stoicheion" (elemento) y "métron" (medida) es el cálculo de las relaciones cuantitativas entre **reactivos** y **productos** que existen entre las sustancias que participan en una reacción química.

La **estequiometría** es una herramienta indispensable en la química. Problemas tan diversos como, por ejemplo, la medición de la concentración de ozono en la atmósfera, la determinación del rendimiento potencial de oro a partir de una mina y la evaluación de diferentes procesos para convertir el carbón en combustibles gaseosos, comprenden aspectos de **estequiometría**.



El primero que enunció los principios de la estequiometría fue Jeremias Benjamin Richter (1762-1807), en 1792. Escribió:

La estequiometría es la ciencia que mide las proporciones cuantitativas o relaciones de masa en la que los elementos químicos que están implicados.

#### Principio científico

En una **reacción química** se observa una modificación de las sustancias presentes: los **reactivos** se modifican para dar lugar a los **productos**.

A escala microscópica, la reacción química es una modificación de los **enlaces** entre **átomos**, por desplazamientos de electrones: unos enlaces se rompen y otros se forman, **pero los átomos implicados se conservan**.

Esto es lo que llamamos la **Ley de la conservación de la materia (masa)** que implica las dos leyes siguientes:

**1.- La conservación del número de átomos de cada elemento químico**

**2.- La conservación de la carga total**

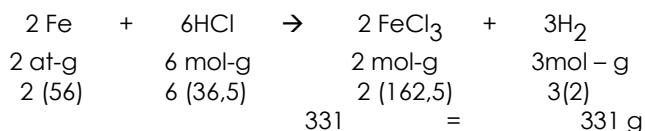
Las relaciones estequiométricas entre las cantidades de reactivos consumidos y productos formados dependen directamente de estas leyes de conservación, y están determinadas por la ecuación (ajustada) de la reacción.

### LEYES ESTEQUIOMÉTRICAS

#### 1. LEY DE ANTOINE LAVOISIER (1743-1794)

Conocida como la **ley de la conservación de la materia**; nos indica que la materia no se crea ni se destruye sólo se transforma; es decir que en toda reacción química la masa o peso total de las sustancias reactantes es igual a la masa o peso de los productos.

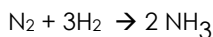
EJEMPLO:



#### 2. LEY DE LOUIS PROUST (1748-1822)

Llamada también **ley de las Proporciones Definidas**, nos indica que al reaccionar dos sustancias la relación de su masa o peso es una cantidad constante y definida, por consiguiente cualquier exceso de una de ellas permanecerá sin reaccionar.

EJEMPLO:



$$\frac{n_{\text{N}_2}}{n_{\text{H}_2}} = \frac{1}{3}$$





ACTIVIDAD 08

1. Las masas atómicas de  ${}^6\text{Li}$  y  ${}^7\text{Li}$  son 6,0151 uma y 7,0160 uma, respectivamente. Calcule la abundancia natural de éstos dos isótopos. La masa atómica promedio del Li es 6,941 uma.

Rpta: 7,5% y 92,5%

2. Calcule la masa atómica de un elemento " $E$ " que tiene dos isótopos cuyos porcentajes de abundancia se presentan en el siguiente cuadro:

Isótopos	${}^{40}E$	${}^{42}E$
Abundancia	60%	40%

Rpta: 40,8

3. Calcule la masa molecular del ácido prúsico (HCN), halita (NaCl) y sal de Mohr  $[(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}]$ , respectivamente.  
Datos: m.A. (Na = 23; Cl = 35,5; Fe = 56; S = 32)

Rpta: 27; 58,5; 392

4. La masa fórmula del  $\text{Fe}_x\text{O}_4$  es 232 uma. ¿Cuál es la masa molecular del  $\text{Cl}_2\text{O}_x$ ? Datos: m.A. (Fe = 56; Cl = 35,5)

Rpta: 119

5. Señale lo incorrecto sobre el átomo-gramo:

- A) Es igual a la masa atómica expresada en gramos
- B) Corresponde a la masa de un mol de átomos
- C) Contienen  $6,023 \times 10^{23}$  moléculas
- D) Nos indica la cantidad de átomos presentes en 12 g de carbono
- E) En 64 g de oxígeno encontramos  $4 N_0$  átomos de oxígeno

6. ¿Cuántos moles de átomos de cobalto (Co) hay en  $6,00 \times 10^9$  (6 mil millones) de átomos de Co?

Rpta:  $9,96 \times 10^{-15}$  moles de CO

7. ¿Cuántos gramos de oro (Au) hay en 15,3 moles de Au?

Rpta:  $3,01 \times 10^3$  g Au

8. ¿Cuántos átomos están presentes en 3,14 g de cobre (Cu)?

Rpta:  $2,98 \times 10^{22}$  átomos de Cu.

9. ¿Cuál de las siguientes cantidades tiene mayor masa: 2 átomos de plomo o  $5,1 \times 10^{-23}$  moles de helio?

Rpta: Pb

10. Calcule la masa molar de cada una de las siguientes sustancias: a)  $\text{Li}_2\text{CO}_3$ , b)  $\text{CS}_2$ , c)  $\text{CHCl}_3$  (cloroformo), d)  $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$  (ácido ascórbico, o vitamina C), e)  $\text{KNO}_3$ , f)  $\text{Mg}_3\text{N}_2$ .

Rpta:

11. ¿Cuántas moléculas de etano ( $\text{C}_2\text{H}_6$ ) están presentes en 0,334 g de  $\text{C}_2\text{H}_6$ ?

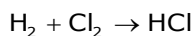
Rpta:  $6,69 \times 10^{21}$  moléculas de  $\text{C}_2\text{H}_6$



12. La densidad del agua es 1,00 g/mL a 4°C. ¿Cuántas moléculas de agua están presentes en 2,56 mL de agua a dicha temperatura?

Rpta:  $8,56 \times 10^{22}$  moléculas.

13. Determine el número de moles que se forma de cloruro de hidrógeno (HCl) por reacción de 3 moles de hidrógeno ( $H_2$ ) de acuerdo a la siguiente ecuación química:

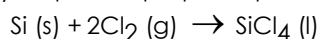


Rpta: 6,0

14. Al quemar 30 gramos de carbono con oxígeno, la cantidad de anhídrido carbónico producido es:  $C + O_2 \rightarrow CO_2$

Rpta: 110 g

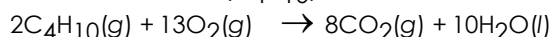
15. El tetracloruro de silicio ( $SiCl_4$ ) se puede preparar por calentamiento del Si en cloro gaseoso:



En una reacción se producen 0,507 moles de  $SiCl_4$ . ¿Cuántas moles de cloro molecular se utilizaron en la reacción?

Rpta: 1,01 mol

16. Considere la combustión del butano ( $C_4H_{10}$ ):



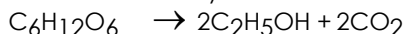
En una reacción particular se hicieron reaccionar 5,0 moles de  $C_4H_{10}$  con un exceso de  $O_2$ . Calcule el número de moles de  $CO_2$  formado.

Rpta: 20 moles.

17. Cuando se calienta el polvo para hornear (bicarbonato de sodio o hidrógeno carbonato de sodio,  $NaHCO_3$ ) se libera dióxido de carbono gaseoso, que es el responsable de que se esponjen las galletas, las donas y el pan. Calcule la masa de  $NaHCO_3$  que se requiere para producir 20,5 g de  $CO_2$ .

Rpta: 78,3 g

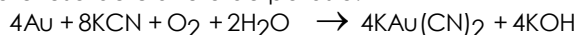
18. La fermentación es un proceso químico complejo que se utiliza en la elaboración de los vinos, en el que la glucosa se convierte en etanol y dióxido de carbono:



Si se comienza con 500,4 g de glucosa, ¿cuál es la máxima cantidad de etanol, en gramos y en litros, que se obtendrá por medio de este proceso? (Densidad del etanol = 0,789 g/mL)

Rpta: 255,9 g; 0,324 L

19. Durante muchos años, la recuperación del oro, es decir, la separación del oro de otros materiales, implicó el uso de cianuro de potasio:



¿Cuál es la mínima cantidad de KCN, en moles, que se necesita para extraer 29,0 g (alrededor de una onza) de oro?

Rpta: 0,294 moles

20. El óxido nitroso ( $N_2O$ ) también se llama "gas hilarante". Se puede preparar a partir de la descomposición térmica de nitrato de amonio ( $NH_4NO_3$ ). El otro producto es agua. ¿Cuántos gramos de  $N_2O$  se formarán si se utilizan 0,46 moles de  $NH_4NO_3$  para la reacción?

Rpta: 20 g  $N_2O$

21. Un método común para la preparación de oxígeno gaseoso en el laboratorio utiliza la descomposición térmica de clorato de potasio ( $KClO_3$ ). Suponiendo que la descomposición es completa, calcule el número de gramos de  $O_2$  gaseoso que se obtendrán a partir de 46,0 g de  $KClO_3$ . (Los productos son KCl y  $O_2$ )

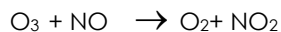
Rpta: 18,0 g



- 22.** Considere la siguiente reacción:  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$   
Suponiendo que cada modelo representa 1 mol de sustancia, muestre el número de moles de producto y el reactivo en exceso que se obtiene después de completada la reacción.

**Rpta: a)  $\text{N}_2$  ; 1  $\text{H}_2$  y 6  $\text{NH}_3$**

- 23.** La disminución del ozono ( $\text{O}_3$ ) en la estratosfera ha sido tema de gran preocupación entre los científicos en los últimos años. Se cree que el ozono puede reaccionar con el óxido nítrico ( $\text{NO}$ ) que proviene de las emisiones de los aviones de propulsión, a elevadas altitudes. La reacción es:



Si 0,740 g de  $\text{O}_3$  reaccionan con 0,670 g de  $\text{NO}$ , ¿cuántos gramos de  $\text{NO}_2$  se producirán? Calcule el número de moles del reactivo en exceso que se recupera al finalizar la reacción.

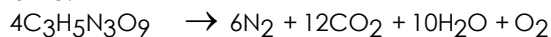
**Rpta: 0,709 g  $\text{NO}_2$ ;  $6,9 \times 10^{-3}$  moles  $\text{NO}$**

- 24.** Considere la reacción:  $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Si reaccionan 0,86 moles de  $\text{MnO}_2$  y 48,2 g de  $\text{HCl}$ , ¿cuántos gramos de  $\text{Cl}_2$  se producirán?

**Rpta: 23,4 g**

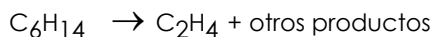
- 25.** La nitroglicerina ( $\text{C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9$ ) es un explosivo muy potente. Su descomposición se puede representar mediante:



Esta reacción genera una gran cantidad de calor y muchos productos gaseosos. La rapidez de formación de estos gases, así como su rápida expansión, es lo que causa la explosión. a) ¿Cuál es la máxima cantidad de  $\text{O}_2$  en gramos que se obtendrá a partir de  $2,00 \times 10^2$  g de nitroglicerina? b) Calcule el porcentaje de rendimiento de esta reacción si se encuentra que la cantidad de  $\text{O}_2$  producida fue de 6,55 g.

**Rpta: a) 7,05 g; b) 92,9%**

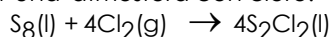
- 26.** El etileno ( $\text{C}_2\text{H}_4$ ), un importante reactivo químico industrial, se puede preparar calentando hexano ( $\text{C}_6\text{H}_{14}$ ) a  $800^\circ\text{C}$ :



Si el rendimiento de la producción de etileno es 42,5%, ¿qué masa de hexano se debe utilizar para producir 481 g de etileno?

**Rpta:  $3,48 \times 10^3$  g**

- 27.** El dicloruro de diazofre ( $\text{S}_2\text{Cl}_2$ ) se utiliza en la vulcanización del caucho, un proceso que impide que las moléculas del caucho se separen cuando éste se estira. Se prepara mediante el calentamiento del azufre en una atmósfera con cloro:



¿Cuál es el rendimiento teórico de  $\text{S}_2\text{Cl}_2$  en gramos cuando 4,06 g de  $\text{S}_8$  se calientan con 6,24 g de  $\text{Cl}_2$ ? Si el rendimiento real de  $\text{S}_2\text{Cl}_2$  es 6,55 g, ¿cuál es el porcentaje de rendimiento?

**Rpta: 8,55 g; 76,6%.**

## SEMANA 15

### ÁCIDO - BASE

#### 1. CARÁCTERÍSTICAS DE ÁCIDOS Y BASES

##### A) Ácidos:

- Tienen sabor agrio.
- Son corrosivos para la piel.
- Enrojecen ciertos colorantes vegetales.
- Disuelven sustancias
- Atacan a los metales desprendiendo H<sub>2</sub>.
- Pierden sus propiedades al reaccionar con bases

##### B) Bases:

- Tiene sabor amargo.
- Suaves al tacto pero corrosivos con la piel.
- Dan color azul a ciertos colorantes vegetales.
- Precipitan sustancias disueltas por ácidos.
- Disuelven grasas.
- Pierden sus propiedades al reaccionar con ácidos.

#### 2. TEORÍAS DE ÁCIDOS Y BASES

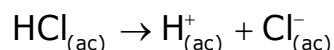
##### Teoría de Arrhenius (1859-1927)



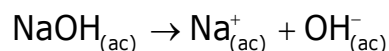
"Teoría de la ionización en agua"

Fue la primera definición de ácido y base, y se limita sólo a disoluciones acuosas.

**Ácido:** Sustancia que en solución acuosa cede iones hidrógeno



**Base:** Sustancia que en solución acuosa cede iones oxidrilo



Esta definición es por supuesto incompleta, pues existen moléculas como el amoníaco (NH<sub>3</sub>) que carecen del grupo OH<sup>-</sup> y poseen características básicas.

##### Teoría de Bronsted y Lowry (1874-1947)

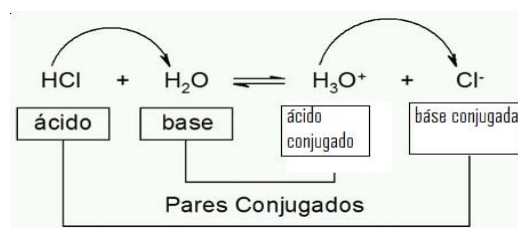


"Teoría protónica"

Según esta teoría el carácter ácido de las sustancias no se debe exclusivamente a que en disolución acuosa se disocian originando protones (H<sup>+</sup>), sino a su facilidad para ceder protones a otras. De esta manera define a ácidos y bases de la siguiente manera

**Ácido.-** Sustancia capaz de donar un protón

**Base.-** Sustancia capaz de aceptar un protón





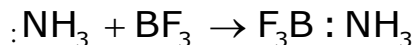
### Teoría de Lewis (1875-1946)



"Teoría electrónica"

**Ácido:** sustancia que puede aceptar o compartir un par de electrones para formar un **enlace covalente coordinado**. Según la teoría de Lewis son considerados como ácidos:  $H^+$ ,  $Li^+$ ,  $Na^+$ ,  $Be^{+2}$ ,  $Mg^{+2}$ ,  $Ca^{+2}$ ,  $BF_3$  etc.

**Base:** sustancia que puede ceder o compartir un par de electrones para formar un enlace covalente coordinado. Según esta teoría son bases:  $F^-$ ,  $OH^-$ ,  $O^{2-}$ ,  $NH_3$  etc

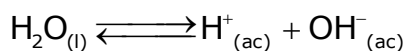


Base      Ácido

### 3. PRODUCTO IÓNICO DEL AGUA

El agua es el disolvente universal y puede actuar como ácido o como base dependiendo del carácter del reactivo.

Reacción de ionización del agua:



En reacciones ácido base es muy importante la concentración de los iones  $H^+$  y en el caso del agua esta ionización es poca, el agua tiende en su gran mayoría a permanecer como molécula por lo tanto la constante de equilibrio del agua será ( $K_w$ ).

$$K_w = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]}$$

$$K_w = [H^+][OH^-]$$

$$K_w = [1 \times 10^{-7}][1 \times 10^{-7}] = 1 \times 10^{-14}$$

$$K_w = [H^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

En agua pura a 25°C se cumple que las concentraciones de iones  $H^+$  y  $OH^-$  son las mismas, en una solución si:

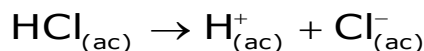
$$[H^+] = [OH^-] \text{ la solución es neutra}$$

$$[OH^-] > [H^+] \text{ la solución es básica}$$

$$[OH^-] < [H^+] \text{ la solución es ácida}$$

En una disolución es posible que varíe las concentraciones de iones  $H^+$  ó de  $OH^-$  pero la  $K_w$  no variará es constante. De esta manera podremos hallar la concentración de uno de los iones conociendo el valor del otro.

**Ejemplo:** Se tiene una solución de HCl 0,001M. Determine la concentración de iones oxhidrilo en dicha solución.



$$1 \times 10^{-14} = [H^+][OH^-]$$

$$1 \times 10^{-14} = [1 \times 10^{-3}][OH^-]$$

$$[OH^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-3}}$$

$$[OH^-] = 1 \times 10^{-11}M$$



#### 4. SIGNIFICADO DE pH y pOH



Søren Peter Lauritz Sørensen (1868-1939) fue un químico danés cuyo mayor aporte fue introducir el concepto de potencial de hidrógeno. Escribió el símbolo originalmente como  $P_H$  que luego fue cambiado a pH donde la p significa potencial o fuerza

Las concentraciones de iones  $H^+$  y iones  $OH^-$  por lo general son muy pequeños por lo que Sorensen ideó una medida práctica para expresar el grado de acidez de una solución a la que denominó pH. La idea fue sacar el logaritmo a la expresión del producto iónico del agua para obtener valores grandes y fáciles de manejar.

$$K_w = [H^+][OH^-]$$

$$1 \times 10^{-14} = [H^+][OH^-]$$

Tomando logaritmos

$$-14 = \log[H^+] + \log[OH^-]$$

$$14 = -\log[H^+] - \log[OH^-]$$

Sabiendo que  $[H^+] = [OH^-]$

$$14 = pH + pOH$$

$$pH = -\log[H^+]$$

$$pOH = -\log[OH^-]$$

Se concluye:

**pH.**- Es el logaritmo negativo de la concentración de iones hidrógeno

**pOH.**- Es el logaritmo negativo de la concentración de iones oxhidrilo

**Ejercicio:** Dada una solución con  $pH = 4$ , determine el pOH de la solución

Aplicando la ecuación (2):

$$14 = pH + pOH$$

$$14 = 4 + pOH$$

$$pOH = 14 - 4$$

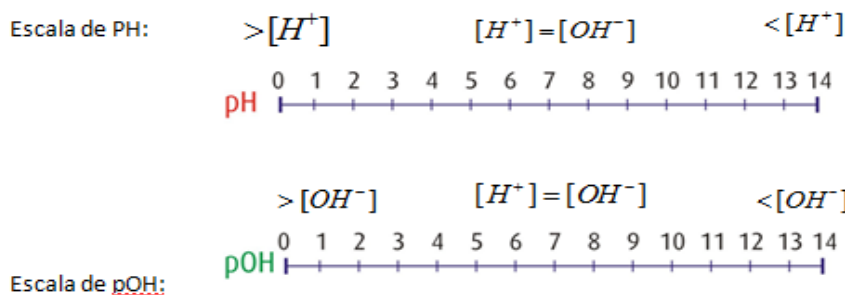
$$pOH = 10$$

#### Escalas de pH y POH:

Las escalas han sido realizadas determinando el pH y el pOH de concentraciones establecidas, a partir de concentraciones inferiores a 1M.



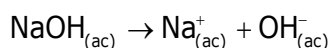
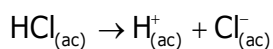
Escala de pH		Escala de pOH	
$[H^+]$	$pH = -\log[H^+]$	$[OH^-]$	$pOH = -\log[OH^-]$
1M	0	1M	0
$1 \times 10^{-1}$	1	$1 \times 10^{-1}$	1
$1 \times 10^{-2}$	2	$1 \times 10^{-2}$	2
$1 \times 10^{-3}$	3	$1 \times 10^{-3}$	3
.	.	.	.
.	.	.	.
.	.	.	.
$1 \times 10^{-7}$	7	$1 \times 10^{-7}$	7
.	.	.	.
.	.	.	.
$1 \times 10^{-14}$	14	$1 \times 10^{-14}$	14



## 5. FUERZAS DE LOS ÁCIDOS Y BASES

La fuerza de los ácidos y bases depende del grado de disociación de la sustancia en agua.

**Ácidos fuertes y bases fuertes.** - Una base ó un ácido es fuerte cuando dicha sustancia se encuentra casi totalmente disociada en solución. Por ejemplo el ácido clorhídrico ó del hidróxido de sodio:



En la reacción se pone solo una flecha hacia la derecha para indicar que la reacción se desplaza en ese sentido. En una titulación ácido - base se puede determinar la cantidad de iones hidrógeno ó iones oxhidrilo presentes y como consecuencia determinar el pH que presenta la solución.

**Cálculo:** Determine el pH de una solución de NaOH 0,001M

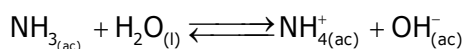
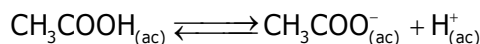
ionización total de una base monobásica:  $NaOH_{(ac)} \rightarrow Na^+_{(ac)} + OH^-_{(ac)}$

$$\begin{aligned}
 pOH &= -\log[OH^-] && 14 = pH + pOH \\
 pOH &= -\log[1 \times 10^{-3}] && pH = 14 - pOH \\
 pOH &= -[-3] && \rightarrow pH = 14 - 3 \\
 pOH &= 3 && pH = 11
 \end{aligned}$$

Resp. pH=11



**Ácidos débiles y bases débiles** .- Son aquellos ácidos o bases que se disocian poco, tal es el caso del ácido acético y el hidróxido de amonio:

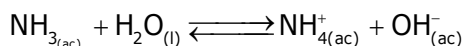


En la reacción se pone una doble flecha para indicar que en la disolución coexistirán los reactivos y los productos al mismo tiempo, estableciéndose un equilibrio, cada ácido o base débil presenta una **constante de equilibrio ó ionización** llamadas:  $K_a$  (constante de acidez) o  $K_b$  (constante de basicidad), las constantes son una medida cuantitativa de la fuerza de un ácido o una base en solución cuanto mayor sea el valor de la  $K_a$  más fuerte será el ácido y estará más disociado, así mismo cuanto mayor sea la  $K_b$  más fuerte será la base y estará más disociada. La expresión de las constantes para el ácido acético y el hidróxido de amonio son las siguientes:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1,8 \times 10^{-5} \quad \text{y} \quad K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = 1,8 \times 10^{-5}$$

**Cálculo:** Determine el pOH de una solución de amoníaco 0,1M

La ionización no es total:



Inicial:..... 0,1M ..... 0M.....0M  
 Ionizado:..... x ..... +x ..... +x  
 En el Equilibrio:..... 0,1-x ..... x ..... x

$$K_b = \frac{(x)(x)}{(0,1 - x)} = 1,8 \times 10^{-4}$$

$$x^2 = (0,1)(1,8 \times 10^{-4})$$

$$x = 1,34 \times 10^{-3}$$

$$[\text{OH}^-] = 1,34 \times 10^{-3}\text{M}$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$$

$$\text{pOH} = -\log[1,34 \times 10^{-3}]$$

$$\text{pOH} = -[-2,9]$$

$$\text{pOH} = 2,9$$

## 6. INDICADORES ÁCIDO- BASE

Los indicadores ácido-base son compuestos orgánicos que presentan la particularidad de variar su color dependiendo de la concentración de iones hidrógeno en la solución problema. Conociendo el rango en que vira cada indicador es posible elegir adecuadamente el más conveniente para ser utilizado en la titulación ácido- base correspondiente y también poder ubicar el pH de la solución problema cualitativamente entre dos valores próximos de pH (rango superior e inferior). A continuación se da un grupo de indicadores ácido - base y su zonas de viraje.

Indicador	ácida	básica	Zona de viraje (pH)
Violeta de metilo	Amarillo	Violeta	0-2
Rojo Congo	Azul	Rojo	3-5
Rojo de metilo	Rojo	Amarillo	4-6
Tornasol	Rojo	Azul	6-8
Fenolftaleína	Incoloro	Rojo grosella	8-10
Anaranjado de metilo	Rojo- naranja	Amarillo- naranja	3-4





ACTIVIDAD 09

1. Para el cloruro de sodio ( $\text{NaCl}$ ) escriba la ecuación química correspondiente a su disolución en agua e identifica si es ácida, básica o neutra.
2. Para el nitrato de amonio ( $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ) escriba la ecuación química correspondiente a su disolución en agua e identifica si es ácida, básica o neutra.
3. Para el carbonato de potasio ( $\text{K}_2\text{CO}_3$ ) escriba la ecuación química correspondiente a su disolución en agua e identifica si es ácida, básica o neutra.
4. En medio acuoso, según la teoría de Brønsted-Lowry:
  - a) Justifique el carácter básico del amoníaco
  - b) Explique si el  $\text{CH}_3\text{COONa}$  genera pH básico.
  - c) Razone si la especie  $\text{HNO}_2$  puede dar lugar a una disolución de  $\text{pH} > 7$ .
5. En el laboratorio se tienen dos recipientes: Uno contiene 15 ml de una disolución acuosa de  $\text{HCl}$  de concentración de 0,05M y otro 15 ml de una disolución acuosa de 0,05M de  $\text{CH}_3\text{COOH}$ . Calcule:
  - a) El pH de las disoluciones
  - b) La cantidad de agua que se deberá añadir a la disolución más ácida para que el pH de ambas sea el mismo. Suponer que los volúmenes son aditivos. Dato:  $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \times 10^{-5}$
6. Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
  - a) Un ácido puede tener carácter débil y estar concentrado en disolución.
  - b) Un ión negativo puede ser un ácido.
  - c) Existen sustancias que pueden actuar como base y como ácido.
7. En una disolución acuosa al 0,03M de amoníaco, éste se encuentra disociado en un 2,4%. Calcule:
  - a) El valor de la constante de disociación de la base.
  - b) Qué cantidad de agua habrá que añadir a 100 ml de dicha disolución para que el pH de la disolución resultante sea 10,5. Suponer que los volúmenes son aditivos.
8. Complete los siguientes equilibrios ácido-base e identifique los pares conjugados, según la teoría de Brønsted-Lowry.
  - a) \_\_\_\_\_ +  $\text{H}_2\text{O}$   $\rightleftharpoons$   $\text{HPO}_4^{2-}$  +  $\text{H}_3\text{O}^+$
  - b)  $\text{HCN}$  +  $\text{OH}^-$   $\rightleftharpoons$   $\text{H}_2\text{O}$  + \_\_\_\_\_
  - c) \_\_\_\_\_ +  $\text{H}_2\text{O}$   $\rightleftharpoons$   $\text{HSO}_4^-$  +  $\text{H}_3\text{O}^+$
9. En 500 ml de agua se disuelven 3 g de  $\text{CH}_3\text{COOH}$ . Calcule:
  - a) El pH de la disolución
  - b) El tanto por ciento de ácido ionizado.
  - c) Datos:  $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \times 10^{-5}$  Masas atómicas: C=12;H=1;O=16
10. El pH de un litro de disolución acuosa de  $\text{LiOH}$  es 13. Calcule:
  - a) Los gramos de hidróxido que se han utilizado para prepararla.
  - b) El volumen de agua que hay que añadir a 1 litro de la disolución anterior para que su pH sea 12. Suponga que los volúmenes son aditivos.  
Masa atómicas: Li=6,9; H=1;O=16

## SEMANA 16

### UNIDAD IV

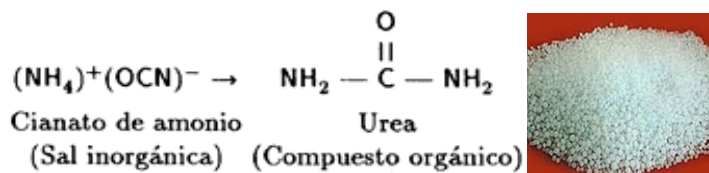
## FUNDAMENTOS DE QUÍMICA ORGÁNICA

#### 1) Definición

Hasta principios del siglo pasado se creyó que los compuestos orgánicos solo se podían formar en los organismos vivos mediante la FUERZA VITAL considerándose imposible hallarlos en otros tipos de compuestos

La verdadera naturaleza de los compuestos orgánicos no fue comprendida hasta 1828 en que este alemán Friedrich Wöhler logró la primera preparación de un compuesto orgánico en tubo de prueba a partir de los compuesto inorgánicos sin la intervención de una célula viva: la síntesis de la úrea, componente de la orina producto del metabolismo animal, Wöhler obtuvo la úrea a partir del cianato de amonio haciendo reaccionar el sulfato de amonio con cianato de potasio; poniéndose de esta manera fin a la creencia de la fuerza vital.

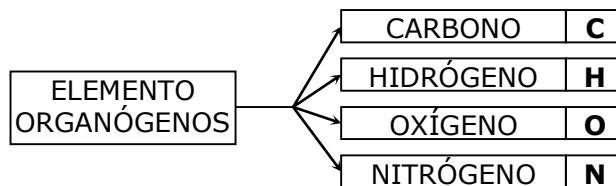
**La síntesis de la úrea** dio paso para obtener un gran número de compuestos orgánicos a partir de los compuestos inorgánicos demostrando principalmente que ambos compuestos obedecen a las mismas leyes generales de la Química.



**La QUÍMICA ORGÁNICA**, es la ciencia que estudia la estructura y propiedades de los compuestos del carbono que constituyen principalmente la materia viva, su aplicación a la industria y al desarrollo tecnológico. Es llamada también Química del Carbono, en esta rama de la Química se exceptúan a los compuestos: CARBONATOS, FERRICIANUROS, etc. que contienen carbono pero forman parte de la Química Inorgánica.

#### COMPUESTOS ORGÁNICOS

En los compuestos orgánicos se tienen muchos elementos químicos, siendo los más abundantes los llamados:



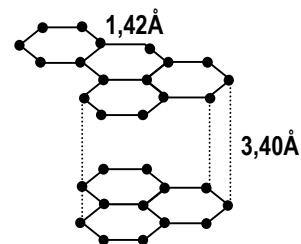
Las principales características de los compuestos orgánicos son:

- Son compuestos covalentes.
- Tiene bajos puntos de fusión y ebullición.
- Son inestables frente a la luz y el calor (Se descomponen).
- Pueden presentarse como sólidos, líquidos y gaseosos.
- Tienen baja polaridad, razón por la cual se disuelven generalmente en solventes orgánicos como éter, alcohol, cloroformo, etc.
- Las relaciones con compuestos orgánicos son lentas, complejas y no iónicas. Casi siempre necesitan de un catalizador.
- Los compuestos orgánicos son mayor en número que los inorgánicos

#### 1.4. DESCRIPCIÓN DE LOS TIPOS DE CARBONO:

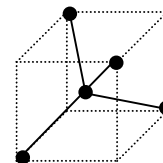
##### A) Grafito:

- Forma alotrópica del carbono (100%C).
- Estructura cristalina hexagonal.
- Es de color negro opaco.
- Es blando y menos denso que el diamante ( $D=2,2$ ).
- Es volatilizable al calor del horno eléctrico.
- Es buen conductor de la electricidad.
- Se usa en la fabricación de electrodos, lápices, crisoles y también como lubricante.
- Tiene enlaces covalentes.



##### B) Diamante:

- Forma alotrópica del carbono (100%C).
- Estructura cristalina.
- Presenta muchos colores.
- Es el material más duro que hay en la naturaleza ( $D=3,5$ ).
- Presenta enlaces covalentes.
- No conduce la electricidad.
- Cristales cúbicos.
- Se usa para fabricar cortadoras, pulidoras, cabezales de taladros, joyas, etc.



(hacia los vértices de un tetraedro)

##### C) Turba:

- 45% a 55% de carbono, carbono de forma más reciente, contiene vegetales descompuestos, al arder produce poco calor, mucho humo y olor desagradable.

##### D) Lignito:

- 55% a 75% de carbono. Más rico en carbono que la turba. Más potencia calorífica que la turba. Arde con llama larga, pero con mucho humo y olor desagradable.

##### E) Hulla:

- Llamada también carbón de piedra o carbón mineral. 75% a 92% de carbono. El más importante combustible industrial sólido. Es de color negro brillante. Al arder produce llama larga (hulla grasa) o una llama corta con poco humo (hulla seca). Es más antigua que el lignito. Mediante su destilación seca genera gas de alumbrado; líquidos amoniacales, alquitrán y coque.

##### F) Antracita:

- 90% a 96% de carbono. Es el carbono más antiguo y de mayor poder calorífico. De color negro brillante, compacta y dura. Arde difícilmente con poca llama, por eso necesita una gran corriente de aire.

##### G) Carbón Vegetal:

- Llamado también carbón de madera. Se obtiene por combustión seca de la madera.

##### H) Carbón de Palo:

- La madera es quemada en hornos con corrientes de aire controladas.

##### I) Carbón Animal:

- Resulta de la combustión incompleta de diversos productos animales. Es esponjoso y con mucha capacidad de absorción.

##### J) Negro Animal:

- Se obtiene de quemar solo huesos del animal. Se usa en los filtros para las máscaras contra gases asfixiantes.

##### K) Carbón de Retorta:

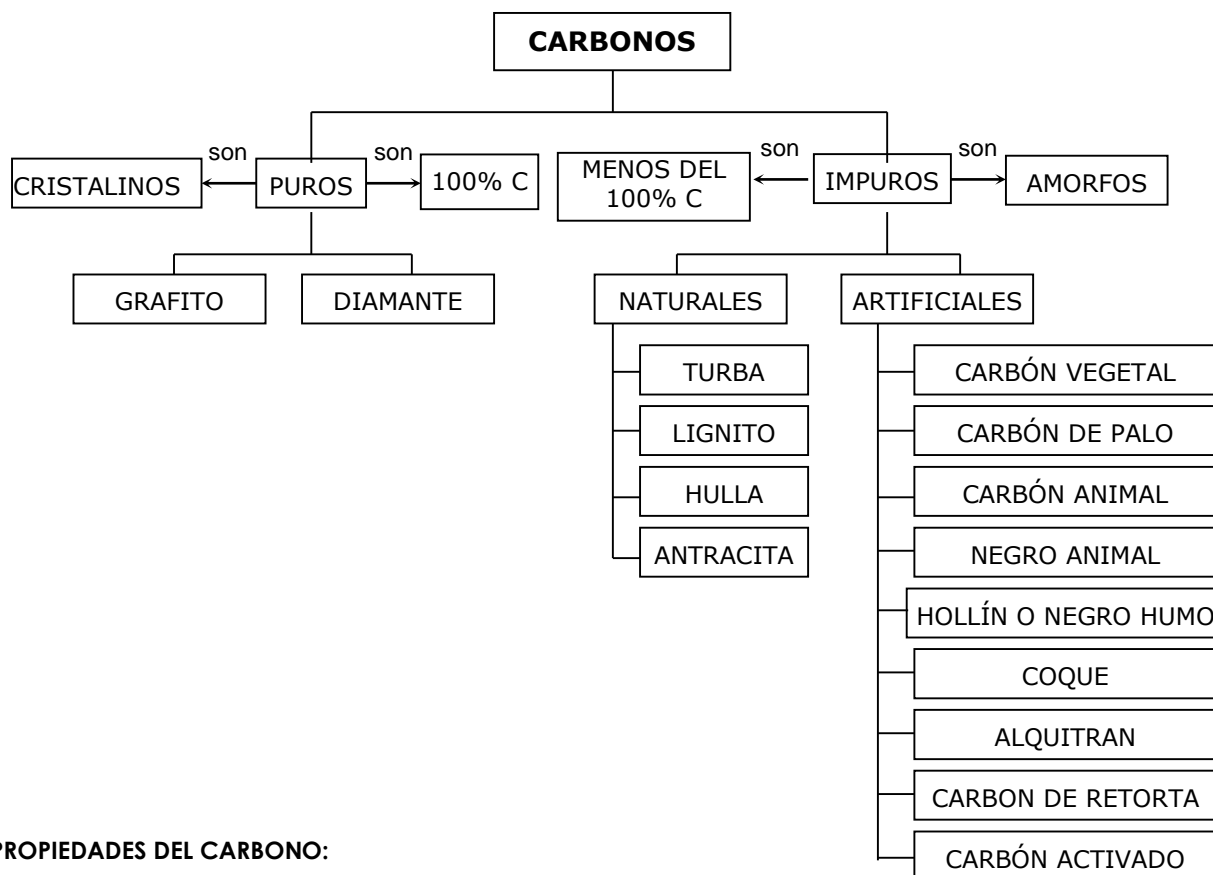
- Queda en las paredes de la retorta al destilar la hulla. Es duro y compacto. Es buen conductor del calor y la electricidad. Se usa en las pilas voltaicas y en los arcos voltaicos.

**L) Coque:**

- Es el residuo de la destilación de la hulla. En metalurgia se usa como reductor.

**M) Hollín:**



- Llamado también negro de humo o negrismo. Se obtiene por la combustión incompleta de cuerpos ricos en carbono. Es un polvo muy fino, negro y suave al tacto. Tiene mucha importancia industrial (pinturas, tintas de imprenta, tinta china, vulcanización del caucho, etc.



**PROPIEDADES DEL CARBONO:**

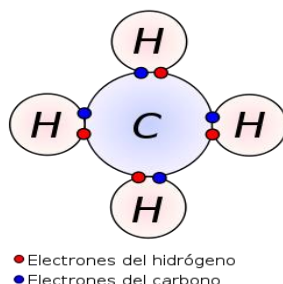
**PROPIEDADES FÍSICAS:**

El carbono existe en dos formas Alotrópicas: el **grafito** y el **diamante** (estado puro). Ambos son cristalinos y los átomos están enlazados fuertemente covalentes

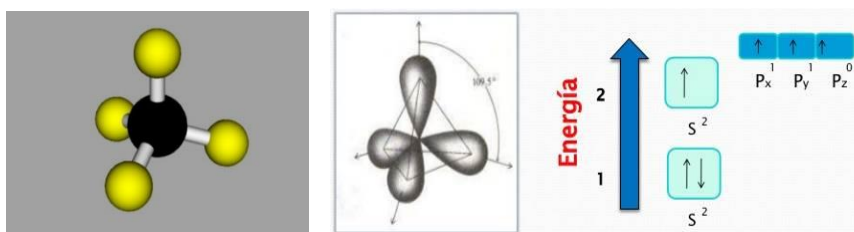
GRAFITO	DIAMANTE
Sólido negro con brillo metálico	Es sólido cristalino transparente
Buen conductor eléctrico	Mal conductor eléctrico
Estructura hexagonal	Estructura tetraédrica
Muy frágil	Muy duro (dureza 10 en la escala de Mohs)
Se utiliza como electrodos inertes en pilas o celdas galvánicas.	Se emplean para cortar metales en la cuchilla de los tornos, taladros, etc.
	

**PROPIEDADES QUÍMICAS:**

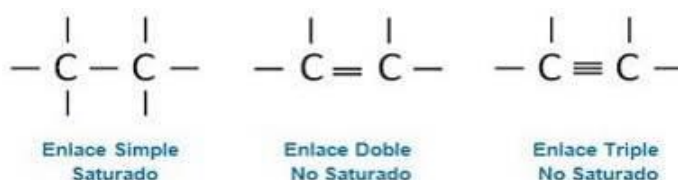
LA COVALENCIA.- El átomo de carbono forma enlaces covalentes, es decir se combina con átomos de otros elementos mediante la compartición de electrones.



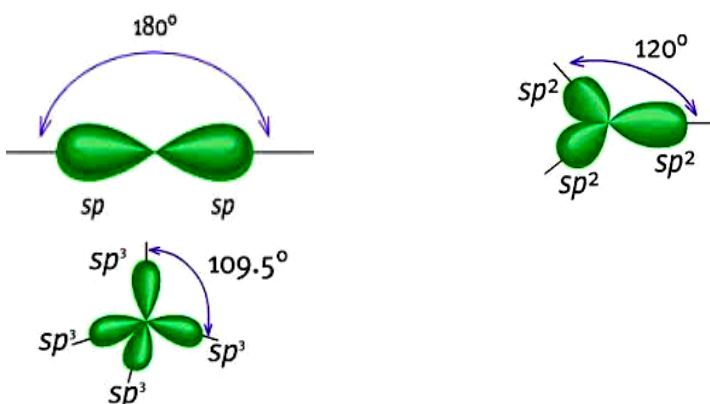
LA TETRAVALENCIA.- Es la capacidad que tiene el carbono para formar 4 enlaces covalentes con átomos iguales o diferentes. Mediante esta propiedad, el carbono hace participar a sus enlaces dirigido hacia los vértices de un tetraedro.



LA AUTOSATURACION: Esta propiedad se define como la capacidad del átomo de carbono para compartir sus electrones de valencia consigo mismo formando cadenas carbonadas, abiertas o cerradas, mediante enlaces simples, dobles o triples. Esta propiedad explica la existencia de gran cantidad de compuestos orgánicos.



LA HIBRIDACION: Es el reacomodo de los electrones para generar opciones de combinación, es la función de orbitales de diferentes energías del mismo nivel pero de diferente subnivel, resultando orbitales de energía constante y de igual estructura.





### CATEGORIAS DEL CARBONO

**Carbono Primario (p).**- es un carbono terminal, situado en el extremo de una cadena que presenta tres átomos de hidrógeno. También es un carbono primario, cuando sus cuatro enlaces están ocupados con átomos de hidrógeno.



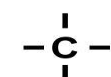
**Carbono Secundario (s).**- Es un eslabón intermedio de una cadena lineal. Unido a dos átomos de hidrógeno y dos diferentes a hidrógeno.



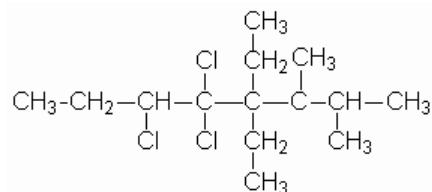
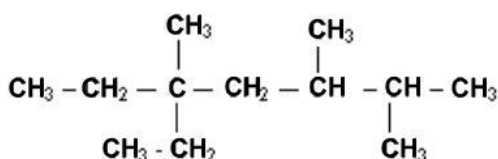
**Carbono Terciario (t).**- Es un carbono del cual se desprende una cadena lateral. Está unido a un átomo de hidrógeno y tres diferente a hidrógeno.



**Carbono Cuaternario (c).**- Está unido a cuatro átomos diferentes de hidrógeno.



Identifica los tipos de carbono en el siguiente ejemplo:





### FORMULACIÓN DE COMPUESTOS ORGÁNICOS.

TIPOS DE FÓRMULAS	
<b>Desarrollada.</b> - Es aquella donde se muestran todos los enlaces entre átomos de carbono y con otros átomos de elementos distintos.	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\   \quad   \\ \text{H} - \text{C} - \text{C} - \text{H} \\   \quad   \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array} \quad \text{Etano}$
<b>Semi desarrollada.</b> - Es aquella en la que se muestran los enlaces entre átomos de carbono de la cadena principal, los demás se abrevian.	<p>Etano: <math>\text{CH}_3-\text{CH}_3</math> Acetileno: <math>\text{CH}=\text{CH}</math></p>
<b>Global o Molecular.</b> - Es aquella en la que se reúne todos los elementos del compuesto.	$\text{C}_2\text{H}_6$

## 2) Grupos funcionales

Un grupo funcional es un conjunto de átomos cuya presencia en una molécula le confiere a ésta unas propiedades químicas características. En la página siguiente podremos ver mediante una tabla los grupos funcionales más importantes:

FAMILIA	GRUPO FUNCIONAL	EJEMPLO	SUFIJOS
Alcanos	$\text{R} - \text{C} - \text{C} - \text{R}$	$\text{CH}_3-\text{CH}_3$ Etano	ANO
Alquenos	$\text{R} - \text{C} = \text{C} - \text{R}$	$\text{CH}_2 = \text{CH}_2$ Eteno	ENO
Alquinos	$\text{R} - \text{C} \equiv \text{C} - \text{R}$	$\text{CH} \equiv \text{CH}$ Etino	INO
Anillo aromático		 Benceno	
Haluros de alquilo	$\text{R} - \text{x}$ (x= halógeno)	$\text{CH}_3-\text{Cl}$ Clorometano	
Alcoholes	$\text{R} - \text{OH}$	$\text{CH}_3-\text{CH}_2\text{OH}$ Etanol	OL
Éteres	$\text{R} - \text{O} - \text{R}$	$\text{CH}_3-\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ Metoxietano	Oxl
Aminas primarias	$\text{R} - \text{NH}_2$	$\text{CH}_3-\text{NH}_2$ Metilamina	R + AMINA
Aminas secundaria	$\text{R} - \text{NH} - \text{R}$	$\text{CH}_3-\text{NH}-\text{CH}_3$ Dimetilamina	



Aminas terciaria	$\begin{array}{c} R - N - R \\   \\ R \end{array}$	$CH_3=N-CH_3$	Trimetilamina	
Aldehídos	$R - CHO$	$CH_3-CHO$	Etanal	AL
Cetonas	$R - CO - R$	$CH_3-CO-CH_3$	Propanona	ONA
Ácidos	$R - COOH$	$CH_3-COOH$	Ácido etanoico	OICO
Esteres	$R - COO - R$	$CH_3-COO-CH_3$ metilo	Etanoato de metilo	ATO
Amidas	$R - CO - NH_2$	$CH_3-CO-NH_2$	Etanoamida	P + AMIDA
Haluros de Acilo	$R - CO - x$ (x=halógeno)	$CH_3-CO-Cl$ acetilo	Cloruro de acetilo	
Nitrilos	$R - C \equiv N$	$CH_3-CN$	Etanonitrilo	R+ONITRILO

PREFIJOS DE LOS COMPUESTOS ORGÁNICOS

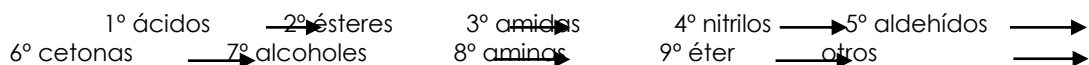
# C	PREFIJO	# C	PREFIJO	# C	PREFIJO	# C	PREFIJO
1	MET-	6	HEX-	11	UNDEC-	20	EICOS-
2	ET-	7	HEPT-	12	DODEC-	30	TRICONT-
3	PROP-	8	OCT-	13	TRIDEC-	40	TETRACON-
4	BUT-	9	NON-	14	TETRADEC-	50	PENTACONT-
5	PENT-	10	DEC-	15	PENTADEC-	100	HECTA-

ESTRUCTURA DE FORMULACIÓN DE LA NOMENCLATURA

**PREFIJO (Nº DE C) + TIPO DE ENLACE + SUFIJO**

ORDEN DE PREFERENCIA PARA LA ELECCIÓN DEL GRUPO PRINCIPAL.

En el supuesto de que en un compuesto exista más de un grupo funcional, el orden de preferencia de los localizadores es el siguiente:



DIFERENCIAS ENTRE COMPUESTOS ORGÁNICOS E INORGÁNICOS

COMPUESTOS INORGANICOS	COMPUESTOS ORGANICOS
Están constituidos por átomo de cualquier elemento.	Está formado principalmente por : <b>C, H, O, N</b>
Resisten a la acción del calor.	Los compuestos orgánicos son sensibles al calor, es decir, se descomponen fácilmente.
Los compuestos inorgánicos prevalece el enlace iónico.	Entre los compuestos orgánicos prevalece el enlace covalente.
Los compuestos inorgánicos son solubles al agua debido a su elevada polaridad pero insolubles en disolventes orgánicos.	Los compuestos orgánicos son generalmente insolubles en agua debido a su baja polaridad.
Los compuestos cuando se encuentran en solución son buenos conductores del calor y la electricidad.	Las sustancias orgánicas al disolverse no se ionizan, por lo tanto sus moléculas no conducen a la electricidad
Los compuestos inorgánicos poseen reacciones instantáneas	Los cuerpos orgánicos reaccionan entre si lentamente debido al enlace covalente.
Las moléculas inorgánicas son menos complejas que los compuestos de carbono, debido a su bajo peso molecular.	El número de compuestos orgánicos excede considerablemente al número de compuestos inorgánicos.
Los compuestos inorgánicos son estables a las condiciones temperaturas altas. 	Los cuerpos orgánicos son inestables aún a bajas temperaturas frente al calor y la luz. 

3) Polímeros

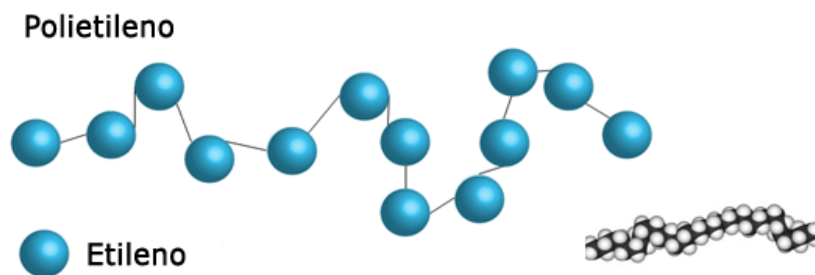
Los **polímeros** se definen como macromoléculas compuestas por una o varias unidades químicas (monómeros) que se repiten a lo largo de toda una cadena.

Un polímero es como si uniésemos con un hilo muchas monedas perforadas por el centro, al final obtenemos una cadena de monedas, en donde las monedas serían los monómeros y la cadena con las monedas sería el polímero.

La parte básica de un polímero son los monómeros, los monómeros son las unidades químicas que se repiten a lo largo de toda la cadena de un polímero, por ejemplo el monómero del polietileno es el etileno, el cual se repite x veces a lo largo de toda la cadena.

Polietileno = etileno – etileno – etileno – etileno – etileno - ...





En función de la repetición o variedad de los monómeros, los polímeros se clasifican en:

**Homopolímero** .- Se le denomina así al polímero que está formado por el mismo monómero a lo largo de toda su cadena, el polietileno, poliestireno o polipropileno son ejemplos de polímeros pertenecientes a esta familia.

**Copolímero** .- Se le denomina así al polímero que está formado por al menos 2 monómeros diferentes a lo largo de toda su cadena, el ABS o el SBR son ejemplos pertenecientes a esta familia.

La formación de las cadenas poliméricas se producen mediante las diferentes polirreacciones que pueden ocurrir entre los monómeros, éstas polirreacciones se clasifican en:

- Polimerización
- Policondensación
- Poliadicción

En función de cómo se encuentren enlazadas o unidas (enlaces químicos o fuerzas intermoleculares) y la disposición de las diferentes cadenas que conforma el polímero, los materiales poliméricos resultantes se clasifican en:

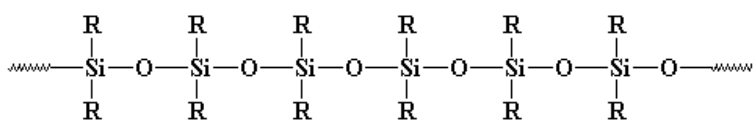
- Termoplásticos
- Elastómeros
- Termoestables

#### Polímeros sintéticos y naturales

Un monómero es una molécula con una pequeña masa molecular que unida a otros monómeros, iguales o diferentes, a través de enlaces covalentes, forman macromoléculas llamadas polímeros. La reacción de formación de un polímero se llama polimerización.

#### Composición química

**Polímeros inorgánicos:** en su cadena principal no poseen carbonos → ejemplo: la silicona, polisilanos, etc.



silicona

**Polímeros orgánicos:** Son moléculas cuyos átomos centrales se constituyen exclusiva o mayormente de C → ejemplo: plásticos, PVC (polivinil carbonilo), polietileno.

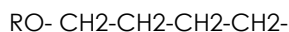
#### Origen

- **Polímeros naturales:** Son aquellos que se forman en estado natural → ej: caucho, seda, ácidos nucleicos (ADN), etc.
- **Polímeros sintéticos:** Son aquellos sintetizados como resultado de la tecnología humana →ej: polietileno, nylon, poliestireno.
- **Polímeros semisintéticos:** Son aquellos que resultan de la transformación de la tecnología humana sobre polímeros naturales → ej: caucho vulcanizado, rayón, nitrocelulosa.

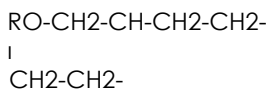
#### Estructura de la cadena



- **Polímeros lineales:** son aquellos que, como su nombre lo dice, cuentan con una estructura lineal.



- **Polímeros ramificados:** son aquellos que además de la cadena principal está unida lateralmente por con otras de carácter secundario.



- **Polímeros entrecruzados:** son aquellos cuyas cadenas lineales adyacentes se unen transversalmente en varias posiciones mediante enlaces covalente.

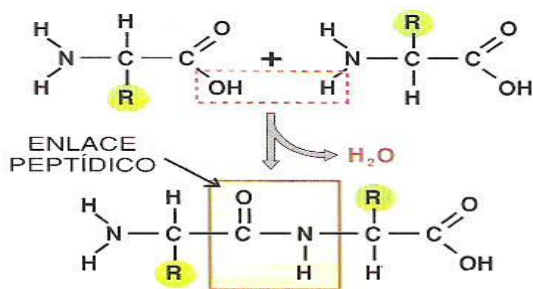


#### Polímeros naturales en plantas e insectos

- **Celulosa:** Es la macromolécula más abundante en la biomasa terrestre y está presente en todos los vegetales. Es un polímero con cadenas largas sin ramificaciones de  $\beta$ -D-Glucosa y se distingue del almidón por tener grupos  $\text{-CH}_2\text{OH}$  alternando por arriba y por debajo del plano de la molécula.
- **Monosacáridos o azúcares simples:** Son los glúcidos más sencillos, de color blanco, con sabor dulce, cristalizables y solubles en agua. No se hidrolizan, es decir, no se descomponen para dar otros compuestos. Contienen de tres a seis átomos de carbono. Químicamente son polialcoholes, es decir, cadenas de carbono con un grupo  $\text{-OH}$  cada carbono, en los que un carbono forma un grupo aldehído o un grupo cetona.
- **Polisacáridos:** Son biomoléculas formadas por la unión de una gran cantidad de monosacáridos. Se encuadran entre los glúcidos, y cumplen funciones diversas, sobre todo de reservas energéticas y estructurales
- **Almidón:** Es un polisacárido predominante en las plantas, constituido por amilosa y amilopectina. Es la sustancia con que las plantas almacenan su alimento en raíces (yuca), tubérculos (patata), frutas y semillas (cereales). Pero, no sólo es una importante reserva para las plantas. Nos proporciona gran parte de la energía que consumimos los humanos por vía de los alimentos.
- **Caucho natural:** Sustancia natural que se caracteriza por su elasticidad, repelencia al agua y resistencia eléctrica. Se obtiene de un líquido lechoso de color blanco llamado látex, que se encuentra en numerosas plantas.
- **Seda:** Es una fibra natural formada por proteínas, producida por varios grupos de insectos, principalmente por las larvas de insectos antes de que éstas completen su metamorfosis.
- **Proteínas:** son macromoléculas formadas por cadenas lineales de aminoácidos. Forman parte fundamental de los tejidos. Realizan una enorme cantidad de funciones diferentes: estructural (colágeno y queratina), reguladora (insulina y hormona del crecimiento), transportadora (hemoglobina), defensiva (anticuerpos), enzimática (sacarasa y pepsina) y contráctil (actina y miosina).

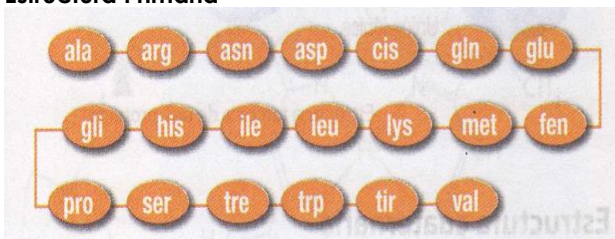
#### **ENLACE PEPTÍDICO:**

Es un enlace covalente que se establece entre el grupo carboxilo de un aminoácido y el grupo amino del siguiente, dando lugar al desprendimiento de una molécula de agua, obteniendo como resultado los péptidos y las proteínas.

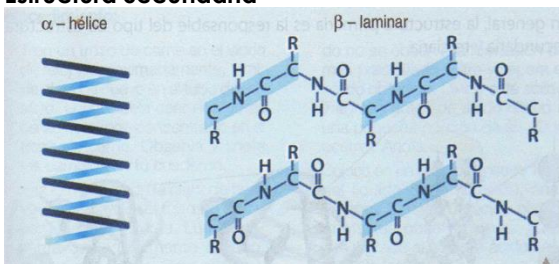


**ESTRUCTURAS DE LAS PROTEÍNAS:**

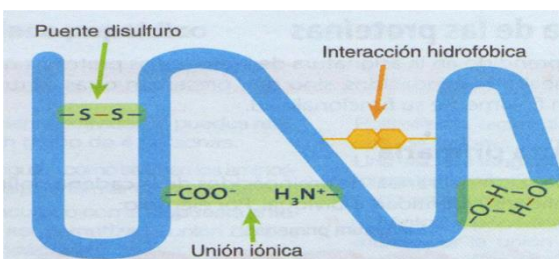
**1. Estructura Primaria**



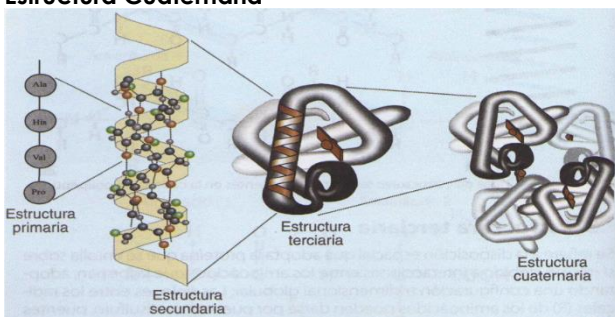
**2. Estructura Secundaria**



**3. Estructura Terciaria**

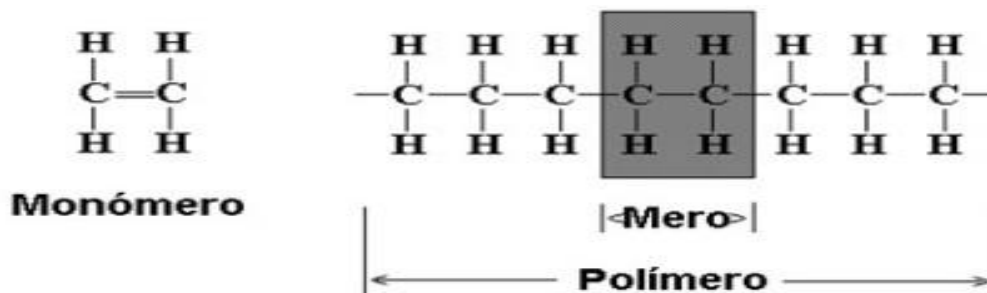


**4. Estructura Cuaternaria**



**POLIMERIZACIÓN**

La polimerización es una reacción química por la cual los reactivos, monómeros (compuestos de bajo peso molecular), forman enlaces químicos entre sí, para dar lugar a una molécula de gran peso molecular (macromolécula), ya sea esta de cadena lineal o de estructura tridimensional, denominada polímero.



Estructura química del etileno (izq.) y el polietileno (der.)

Las reacciones de **policondensación** son aquellas reacciones químicas en las cuales el polímero final se origina mediante sucesivas uniones entre monómeros, los cuales emiten moléculas condensadas durante el proceso de unión.

La naturaleza y tipo de las moléculas que se emiten al ambiente debido al proceso de policondensación depende de la naturaleza de los monómeros que se unirán para dar origen al polímero durante el proceso de curado del adhesivo, por ejemplo en los adhesivos con base silicona de 2 componentes cuando se produce la reacción de policondensación durante la fase de curado estos emiten alcoholes al ambiente.

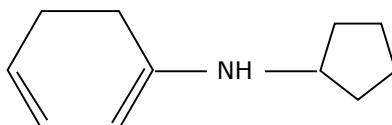
Las moléculas condensadas que se originan durante el proceso de policondensación son moléculas de bajo peso molecular como agua, cloruro de hidrógeno, alcoholes, amoniaco, etc... , las cuales se encuentran en estado gaseoso, separándose del polímero resultante vía evaporación.

### ACTIVIDAD 10

1. Indique la alternativa que representa el primer compuesto orgánico obtenido en el laboratorio
 

A) $\text{CONH}_2$	B) $\text{NH}_2 - \text{CO} - \text{NH}_2$	C) $\text{C}_3\text{H}_8$
D) $\text{C}_6\text{H}_6$	E) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	
  
2. No es un compuesto estudiado por la química orgánica.
 

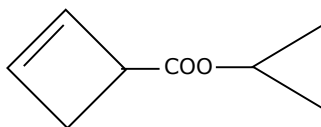
A) $\text{CO}_2$	B) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	C) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
D) $\text{C}_3\text{H}_8$	E) $\text{C}_2\text{H}_2$	
  
3. Las formas alotrópicas del carbono son:
  - A) Hulla y coque
  - B) Grafito y Hollín
  - C) Diamante y Cenizas
  - D) Hulla y hollín
  - E) Diamante y grafito
  
4. Un carbono terciario es aquel que:
  - A) Presenta enlace simple
  - B) Se encuentra unido a tres hidrógenos
  - C) Presenta 3 enlaces simples
  - D) Se encuentra unido a tres oxígenos
  - E) Se encuentra unido a tres átomos de carbono por enlaces simples.
  
5. Señale la masa molar ( $\bar{M}$ ) del siguiente compuesto orgánico (P.A.  $\text{C}=12$ ,  $\text{H}=1$ ,  $\text{N}=14$ )





- A) 160  
D) 163
- B) 161  
E) 164
- C) 162

6. Determine la fórmula global de:



- A)  $C_8H_7O_2$   
D)  $C_8H_{10}O_2$
- B)  $C_8H_8O_2$   
E)  $C_8H_{11}O_2$
- C)  $C_8H_9O_2$

7. Determine la masa formada por 2 moles de  $CH_3 - CH_3$  y 4 moles de  $CH \equiv CH$

- A) 124  
D) 164
- B) 144  
E) 184
- C) 154

8. Determine el peso molecular y la fórmula de la urea

- A) 44;  $CO_2$   
D) 60;  $NH_4CON$
- B) 72;  $CO - NH_2 - CO$   
E) 60;  $CO(NH_2)_2$
- C) 44;  $NH_2 - CO$

9. Marque la proposición correcta:

- A) Los compuestos orgánicos son iónicos en su mayoría.
- B) Los compuestos orgánicos tienen bajos puntos de fusión y ebullición en comparación con los inorgánicos.
- C) Los compuestos orgánicos son muy estables frente a la luz y el calor.
- D) En los compuestos orgánicos el átomo de carbono es hexavalente.
- E) La cantidad de compuestos orgánicos es menor que la cantidad de compuestos inorgánicos.

10. Ordene en forma decreciente a su pureza a los tipos de carbón amorfo natural.

- A) Antracita, turba, lignito, hulla
- B) Hulla, turba, lignito, antracita
- C) Antracita, hulla, lignito, turba
- D) Lignito, antracita, hulla, turba
- E) Turba, lignito, antracita, hulla

11. Determine el peso molecular de la siguiente sustancia:



- A) 104  
D) 156
- B) 124  
E) 188
- C) 144

12. Señale lo que corresponde

- ( ) Todo compuesto orgánico tiene por lo menos C y H
- ( ) No todos los compuestos que tienen C son orgánicos
- ( ) La mayoría de los compuestos orgánicos son combustibles.

- A) VVV  
D) FVV
- B) FFF  
E) FVF
- C) VVF



## REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

### BÁSICA

- Chang, R. (2007). Química. México: Mc Graw Hill Interamericana de México S.A. Biblioteca UC-540/CH518.

### COMPLEMENTARIA

- Aucallanchi, F. (2007). Química. Racso.
- Beran, J. (2010). Laboratory Manual for Principles of General Chemistry. USA: John Wiley & Sons Inc., 2010.
- Brown, L. (2004). Química México: Pearson.
- Burns, R. (2006). Fundamentos de Química. México: Prentice Hall Hispanoamericana, S.A.
- Castañeda, L. (2013). Química Experimental Aplicaciones. Colombia: Macro. E.I.R.L. 2013.
- Garzón, G. (2000) Fundamentos de Química General. México: Mc Graw Hill.
- Hill, John- Kolb, Doris. (2002). Química para el nuevo milenio. México Prentice may Hispanoamericana S.A.
- Torrenegra R; Pedrozo J. (2000). Exploremos la Química. Colombia: Pearson Educación de Colombia Ltda.
- Whitten W; Davis R; Peck M; Stanley G; (2008) Química: Cengage Learning

### ENLACES Y DIRECCIONES ELECTRÓNICAS

- La Química: Ciencia central en el siglo XXI  
<http://www.madrimasd.org/blogs/quimicaysociedad/2011/09/10/132641>
- Modelos atómicos  
<http://gmk-com-level.iimdo.com/teor%C3%ADa/teor%C3%ADa-cu%C3%A1ntica-de-planck/>
- Ejercicios de configuración electrónica  
[http://e-ducativa.catedu.es/44700165/aula/archivos/repositorio/1000/1162/html/35\\_ejercicios\\_de\\_configuracin\\_electrnica.html](http://e-ducativa.catedu.es/44700165/aula/archivos/repositorio/1000/1162/html/35_ejercicios_de_configuracin_electrnica.html)
- Confirman un nuevo elemento en la tabla periódica: el Ununseptio  
<http://www.muyinteresante.es/ciencia/articulo/confirman-un-nuevo-elemento-de-la-tabla-periodica-el-ununseptio-451399379827->
- Enlace químico  
<http://www.fullquimica.com/2011/04/enlace-quimico.html>.
- Fuerzas intermoleculares.  
<http://corinto.pucp.edu.pe/quimicageneral/contenido/53-fuerzas-intermoleculares.html>.
- Formulación y nomenclatura. Química Inorgánica  
<http://www.eis.uva.es/~qgintro/nomen/nomen.html>.
- Reacciones químicas  
[http://www.quimicaweb.net/grupo\\_trabajo\\_fya3/tema6/index6.htm](http://www.quimicaweb.net/grupo_trabajo_fya3/tema6/index6.htm).
- Estequiometría.  
<http://corinto.pucp.edu.pe/quimicageneral/unidades/unidad-4-estequiometr%C3%AD.html>.
- Ácidos y bases  
<http://e-ducativa.catedu.es/44700165/aula/archivos/repositorio/4750/4856/html/index.html>.
- Introducción a la química orgánica  
[https://quimicaeol1.files.wordpress.com/2012/04/formulacion\\_quimica\\_organica\\_basica.pdf](https://quimicaeol1.files.wordpress.com/2012/04/formulacion_quimica_organica_basica.pdf).
- Polímeros sintéticos  
<http://www.textoscientificos.com/polimeros/sinteticos>
- Polímeros Naturales  
<https://books.google.com.pe/books?id=rpdvyucaUmoC&pg=PA143&dq=polimeros+naturales&hl=es&sa=X&ved=0ahUKEwjSgbXlgMDKAhUE4SYKHfr5B2sQ6AEIJzAC#v=onepage&q=polimeros%20naturales&f=false>