

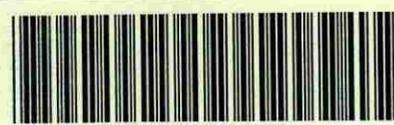
APUNTES DE APOYO



**Q.F.B. Florinda Elva Martínez Aldaba
Profr. Leocadio Sánchez Gracia
Profr. José Angel Moreno López
Q.F.B. Ma. Cristina Navarro Salas**

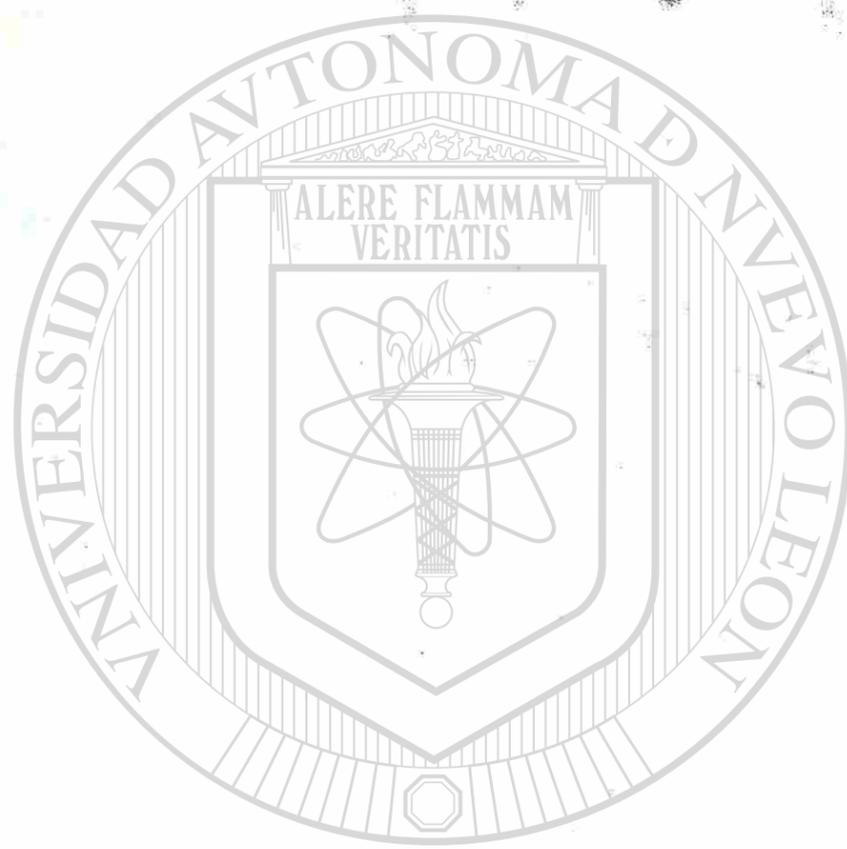
QD40
.A69

1008236



1020121487

QD40
.A69



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

29-IX-06
Mario

I N D I C E

PAGS.

UNIDAD I	METODO CIENTIFICO	
	CONOCIMIENTO EMPIRICO Y CONOCIMIENTO CIENTIFICO.....	6
	CIENCIA Y TECNOLOGIA.....	8
	DIVISIONES DE LA CIENCIA.....	9
	ETAPAS DEL METODO CIENTIFICO.....	11
	EL METODO CIENTIFICO Y NUESTRO PLANETA.....	13
	PREGUNTAS DEL CONTROL DE LA PRIMERA UNIDAD.....	16
UNIDAD II	CONCEPTOS BASICOS.....	18
	CONCEPTOS DE QUIMICA.....	19
	MATERIA.....	21
	PROPIEDADES DE LA MATERIA.....	21
	ESTADOS DE AGREGACION DE LA MATERIA.....	23
	FENOMENO FISICO Y FENOMENO QUIMICO.....	27
	LEY DE LA CONSERVACION DE LA MATERIA.....	27
	ELEMENTO COMPUESTO Y MEZCLA.....	29
	SIMBOLOGIA QUIMICA.....	34
	ENERGIA.....	35
	PREGUNTAS DE CONTROL DE LA SEGUNDA UNIDAD.....	38
UNIDAD III	ESTRUCTURA ATOMICA	
	BREVE HISTORIA DE LA TEORIA ATOMICA.....	44
	TEORIA ATOMICA DE DALTON.....	45
	DESCUBRIMIENTO DEL ELECTRON.....	46
	DESCUBRIMIENTO DE LA RADIOACTIVIDAD.....	50
	EL NUCLEO DEL ATOMO.....	51
	EL PROTON.....	54
	EL NEUTRON.....	55
	ENERGIA RADIANTE.....	57
	ESPECTROSCOPIA.....	58
	ECUACION DE PLANCK.....	61
	TEORIA DE BOHR.....	61
	NATURALEZA ONDULATORIA DE LA MATERIA.....	63
	MODELO DE LA MECANICA CUANTICA.....	65



	PAGS.
CONFIGURACION ELECTRONICA.....	69
PESO ATOMICO.....	72
PREGUNTAS DE CONTROL DE LA TERCERA UNIDAD.	77

UNIDAD IV

DESARROLLO HISTORICO DE LA CLASIFICACION - DE LOS ELEMENTOS.....	84
LEY PERIODICA.....	86
TABLA PERIODICA.....	87
REPRESENTACION DE PUNTOS DE LEWIS.....	96
METALES Y NO METALES.....	97
RADIOS ATOMICOS.....	98
ENERGIA DE IONIZACION.....	99
AFINIDAD ELECTRONICA.....	101
ELECTRONEGATIVIDAD.....	102
NUMERO DE OXIDACION.....	104
PARAMAGNETISMO Y DIAMAGNETISMO.....	108
ATOMOS ISOELECTRONICOS.....	109
PREGUNTAS DE CONTROL DE LA CUARTA UNIDAD..	121

UNIDAD V

ENLACE QUIMICO	
TIPOS DE ENLACES.....	114
ENLACE IONICO.....	115
ENLACE COVALENTE.....	116
ENLACE IONICO Y COVALENTE.....	117
TEORIA DE REPULSION DEL PAR DE ELECTRONES EN LA CAPA DE VALENCIA.....	118
POLARIDAD MOLECULAR.....	119
ENLACE METALICO.....	120
FUERZAS DE ATRACCION INTERMOLECULAR.....	121
PREGUNTAS DE CONTROL.....	125

UNIDAD VI

	PAGS.
CONCEPTO DE NOMENCLATURA.....	134
NOMENCLATURA TRIVIAL Y SISTEMATICA ..	134
CLASIFICACION DE LOS COMPUESTOS....	135
NOMENCLATURA DE ACIDOS.....	137
NOMENCLATURA BASES.....	139
NOMENCLATURA DE SALES.....	142
NOMENCLATURA DE OXIDOS.....	149
ION, CATION Y ANION.....	151
LISTADO DE ALGUNOS CATIONES.....	153
LISTADO DE ALGUNOS ANIONES.....	155
EJERCICIO.....	158

UNIDAD VII

DEFINICION DE REACCION QUIMICA.....	169
DEFINICION DE ECUACION QUIMICA.....	169
CLASIFICACION DE LAS REACCIONES QUIMI CAS.....	171
VELOCIDAD DE REACCION Y FACTORES QUE LA AFECTAN.....	175
BALANCEO DE ECUACIONES.....	180
METODO DE TANTEO.....	182
REACCIONES DE OXIDACION-REDUCCION....	189
METODO REDOX PARA BALANCEO DE ECUACIO NES.....	193
EJERCICIO.....	95
APENDICE.....	99
BIBLIOGRAFIA.....	99

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



INTRODUCCION

Este conjunto de conocimientos básicos sobre la Química General, tiene la finalidad de ayudar al estudiante a comprender, razonar y aplicar los conceptos elementales de esta materia.

Es de esperarse que un conocimiento fundamental de química -- sea requisito para quienes van a graduarse de una carrera, pero es necesario también para quien vive una época complicada como ésta; para poder entender y además reaccionar y actuar ante algún fenómeno, como la contaminación ambiental, por ejemplo.

La química es una ciencia fácil de estudiar y apreciar, porque es ordenada, predecible y razonable, lo que le da ventajas para su estudio, a diferencia de otras ciencias como las sociales -- que no son predecibles.

U N I D A D I

METODO CIENTIFICO

Al término de la unidad, el alumno aplicará el Método Científico en el estudio de los fenómenos.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



FONDO
UNIVERSITARIO

INTRODUCCION

Este conjunto de conocimientos básicos sobre la Química General, tiene la finalidad de ayudar al estudiante a comprender, razonar y aplicar los conceptos elementales de esta materia.

Es de esperarse que un conocimiento fundamental de química -- sea requisito para quienes van a graduarse de una carrera, pero es necesario también para quien vive una época complicada como ésta; para poder entender y además reaccionar y actuar ante algún fenómeno, como la contaminación ambiental, por ejemplo.

La química es una ciencia fácil de estudiar y apreciar, porque es ordenada, predecible y razonable, lo que le da ventajas para su estudio, a diferencia de otras ciencias como las sociales -- que no son predecibles.

U N I D A D I

METODO CIENTIFICO

Al término de la unidad, el alumno aplicará el Método Científico en el estudio de los fenómenos.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



FONDO UNIVERSITARIO

CONOCIMIENTO EMPIRICO Y CONOCIMIENTO CIENTIFICO

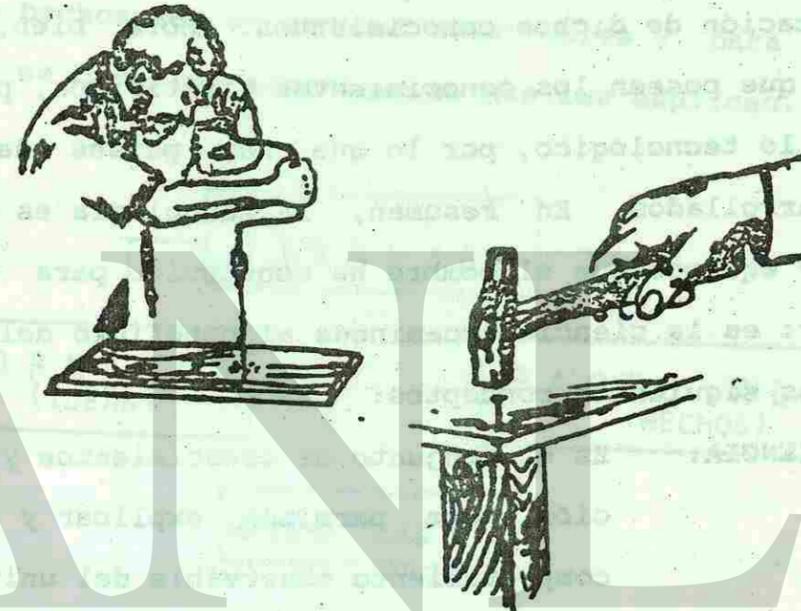
El ser humano, desde que aparece en este planeta, ha ido acumulando una gran cantidad de conocimientos. Podemos decir actualmente que los conocimientos que adquirió en sus inicios están basados en sus vivencias, y que ese cúmulo de experiencias lo ha transmitido de generación en generación, de padres a hijos. Estos conocimientos, a los cuales denominamos empíricos, le han dado solución al proqué de muchas cosas y le han permitido subsistir. En nuestros tiempos todavía existe una gran cantidad de trabajos que se basan en conocimientos empíricos, por ejemplo: en la albañilería, mecánica, alfarería, etc.

Los conocimientos empíricos se obtienen por medio de experiencias y observaciones personales, aplicados sin que existan teorías y razonamientos previos.

El conocimiento científico es el resultado de la investigación y experimentación que se realizan acerca de los fenómenos. Para llegar a este conocimiento se hace necesaria la aplicación de un método que nos conduzca a descubrir el porqué de las cosas, ya que la ciencia es el conjunto de conocimientos que nos ayudan a conocer la verdad, de una manera metódica y sistemática.



UNIVERSITARIO



CONOCIMIENTOS EMPIRICOS.

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

CIENCIA Y TECNOLOGIA

Los conocimientos científicos y, en sí la ciencia vista con un sentido ético, siempre deben aplicarse para beneficio de la humanidad, es por eso que junto con la ciencia se desarrolla la tecnología puesto que éstas van unidas y determinan el desarrollo de los países. Un país desarrollado posee los conocimientos científicos y además, la maquinaria y el equipo que hacen posible la aplicación de dichos conocimientos. Ahora bien, podemos ver países que poseen los conocimientos científicos, pero no un buen desarrollo tecnológico, por lo que hay países desarrollados y sub-desarrollados. En resumen, la tecnología es el conjunto de medios y equipos que el hombre ha construido para su beneficio; es decir: es la ciencia encaminada al beneficio del hombre. Meditemos los siguientes conceptos:

a) LA CIENCIA: Es el conjunto de conocimientos y la investigación, que permiten explicar y pronosticar el comportamiento observable del universo.

b) LA TECNOLOGIA: Es la aplicación práctica de estos conocimientos e investigaciones, con respecto a las necesidades y objetivos de la comunidad.

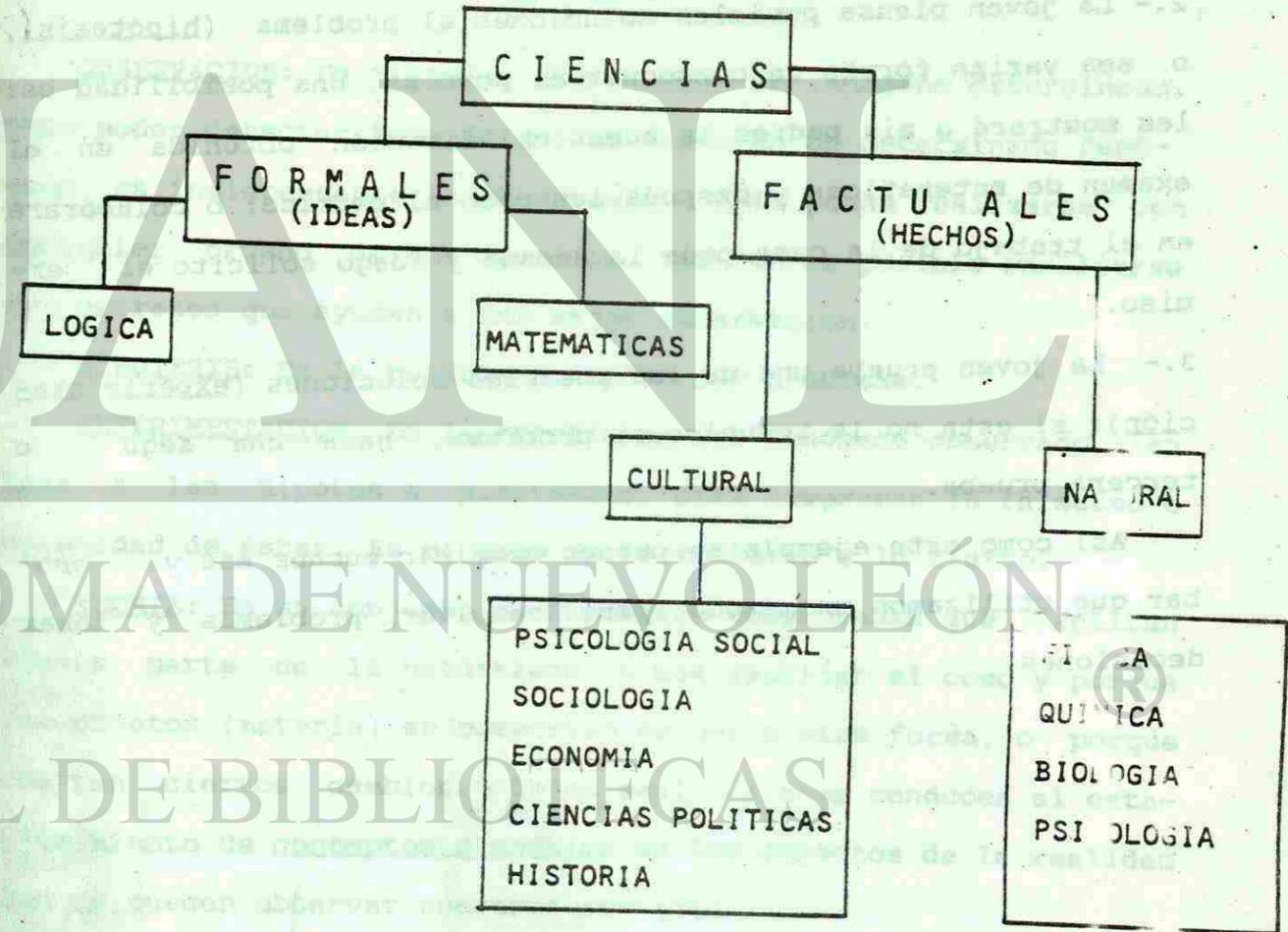
Para que estos conceptos se entiendan mejor, se puede decir por ejemplo: que la tarea de encontrar nuevas fuentes de energía corresponde a la CIENCIA, mientras que la labor de perfeccionar y utilizar esos descubrimientos le compete a la TECNOLOGIA.

DIVISION DE LA CIENCIA

La ciencia, de acuerdo a su campo de estudio, se divide en Ciencias Formales y Ciencias Factuales.

Las Ciencias Formales se encargan del campo de las ideas, mientras que las Factuales se encargan del campo de los hechos.

Las ciencias formales no se refieren a nada (tangible) que se encuentre en la realidad para convalidar sus fórmulas; en cambio, las ciencias factuales estudian los hechos que ocurren en el mundo, estos hechos son en general observables y para comprobar sus fórmulas se basan en experiencias que los explican.



INTRODUCCION AL METODO CIENTIFICO

Algo que diariamente hacemos es resolver problemas y para esto utilizamos un método, lo hacemos desde niños y de una forma tan natural, que ni siquiera estamos concientes de que utilizamos un método para la solución de dichos problemas.

Ejemplo: A una joven la invitan al baile de fin de cursos de la Preparatoria, al cual quiere ir; pero debe conseguir el permiso para poder asistir. ¿Que proceso se sigue para resolver un problema?

- 1.- Se tiene una situación que hay que resolver (observación).
- 2.- La joven piensa posibles soluciones al problema (hipótesis), o sea varias formas de conseguir el permiso. Una posibilidad es: les mostraré a mis padres la buena calificación obtenida en el examen de matemáticas y después les pido el permiso; o colaboraré en el trabajo de la casa toda la semana y luego solicito el permiso.
- 3.- La joven prueba una de las posibles soluciones (experimentación); si esta no le resuelve el problema, hace una segunda o tercera prueba.

Así como este ejemplo se pueden examinar muchos más y probar que utilizamos un método para resolver problemas y tomar decisiones.

METODO CIENTIFICO

En la ciencia al método que se sigue para resolver problemas y hacer investigaciones se le llama método científico, el cual consta de los siguientes pasos:

Observación

Hipótesis

Experimentación

Teoría

Ley

OBSERVACION: Es fijar la atención en un fenómeno determinado. Para poder detectar todo lo que acontece en un determinado fenómeno, es indispensable la observación. Esta puede realizarse con cualquier órgano de los sentidos. También es posible auxiliarse con aparatos que ayuden a una mejor observación.

HIPOTESIS: Es la posible solución del problema.

EXPERIMENTACION: Es la repetición del fenómeno observado, en base a las hipótesis planteadas, para comprobar la falsedad o veracidad de éstas. Es el paso de lo incierto a lo cierto.

TEORIA: Es un conjunto de hipótesis comprobadas que explican alguna parte de la naturaleza, o sea explican el como y porque los objetos (materia) se comportan de una u otra forma, o porque ocurren ciertos cambios. Estas explicaciones conducen al establecimiento de conceptos o modelos de los aspectos de la realidad que no pueden observar nuestros sentidos.

ALGUNOS EJEMPLOS DE TEORIAS:

- a) Teoría del Flogisto
- b) Teoría de la Fuerza Vital
- c) Teoría Atómica de Dalton
- d) Teoría Cinética de los Gases

LEY: Se establece una ley cuando se observa una generalización del comportamiento de la naturaleza. Las leyes físicas no significan que la naturaleza esta obligada a cumplirlas, sino que: no se han observado excepciones. Una ley no explica el porque, simplemente enuncia lo que siempre sucede.

ALGUNOS EJEMPLOS DE LEYES:

- a) Ley de la Conservación de la Materia
- b) Ley de la Conservación de la Energía
- c) Ley Periódica
- d) Ley General del Estado Gaseoso

En la práctica, en los Departamentos de Investigación de Universidades e Industrias, no se siguen estos seis pasos en forma sucesiva y ya se obtiene una teoría o una ley, sino que se forma un ciclo con la repetición de los primeros tres pasos y cuando se tiene la certeza de los resultados obtenidos se concluye en una teoría o una ley.

El ciclo que se forma con los primeros tres pasos, consiste en hacer la observación, hipótesis y la experimentación (donde se trata de repetir el fenómeno observado), en este punto se vuelve a observar, si no se logró la repetición esperada, se tiene que formular otra hipótesis y efectuar otra experimentación y así

seguir el ciclo hasta llegar a la repetición esperada del fenómeno (o solución del problema) y se repite el experimento otras veces más, para demostrar que el resultado es correcto y no producto del azar, para que por último se concluya en una teoría o en una ley.

En algunas ocasiones al estar efectuando investigaciones se han hecho otros descubrimientos importantes que no se estaban buscando.

EL METODO CIENTIFICO Y NUESTRO PLANETA

En el antiguo Oriente (siglo tercero a. de C.), Eratóstenes, director de la biblioteca de la ciudad egipcia de Alejandría, un día leyó un libro de papiro lo siguiente:

En Siena al mediodía del 21 de junio un palo vertical no proyectaba sombra. En el solsticio de verano, el día más largo del año, a medida que avanzaban las horas y se acercaba el mediodía las sombras de las columnas del templo iban acortandose y en el mediodía habían desaparecido.

Era una observación que otros podrían haber ignorado con facilidad. Pero Eratóstenes era un científico y tuvo el ánimo de hacer un experimento y observar si en Alejandría los palos verticales proyectaban sombra al mediodía del 21 de junio. Y descubrió que si lo hacían.

Eratóstenes se preguntó entonces a qué se debía que al mismo instante una estaca no proyectara en Siena ninguna sombra y en Alejandría, a gran distancia hacia el norte proyectaba una sombra pronunciada.

Imaginando dos palos verticales de igual longitud, uno clavado en Alejandría y otro en Siena. Supongamos que en un momento dado cada palo no proyectara sombra alguna. El hecho se explica fácilmente: basta suponer que la Tierra es plana. Si los dos palos proyectaran sombras de igual longitud, la explicación es también una Tierra plana. Pero ¿cómo explicarse que en Siena no había sombra y al mismo tiempo en Alejandría la sombra era considerable?

Eratóstenes comprendió que la única respuesta posible es que la superficie de la Tierra está curvada. Y no sólo esto: cuanto mayor sea la curvatura, mayor será la diferencia entre las longitudes de las sombras. El sol está tan lejos que sus rayos son paralelos cuando llegan a la Tierra.

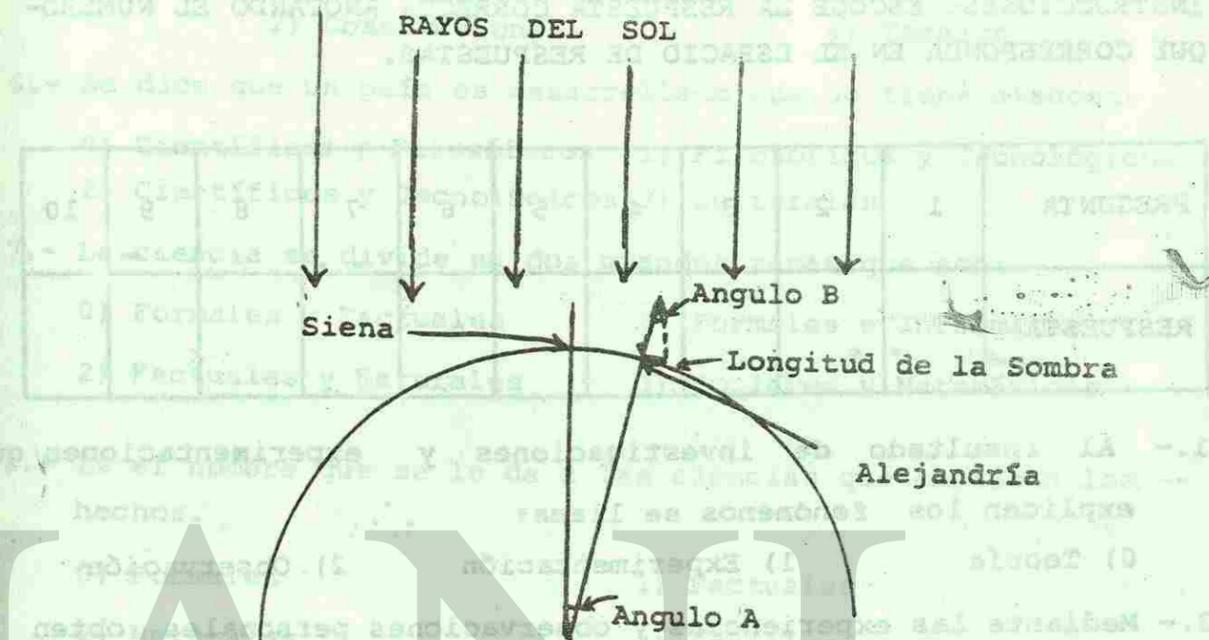
Eratóstenes contrató a un hombre para que midiera a pasos la distancia de Alejandría a Siena y era de unos 800 kilómetros.

Imaginó los palos proyectados hacia el centro de la Tierra y estos formarían un ángulo que debería ser igual al ángulo opuesto al que se forma con el palo y la longitud de la sombra proyectada en Alejandría, calculó ese ángulo y eran 7 grados.

Después dividió 360 que son los grados de la circunferencia entre 7 y da 50 aproximadamente, y como sabía la distancia entre Siena y Alejandría multiplicó 800 kilómetros por 50 obteniendo 40,000 kilómetros; ésta debía ser la circunferencia de la Tierra.

Esta es la respuesta correcta. Las únicas herramientas de Eratóstenes fueron palos, ojos, pies y cerebros y además el gusto por la experimentación. Con estos elementos dedujo la circunferencia de la Tierra con un error de sólo unas partes por ciento,

lo que constituye un logro notable hace 2,200 años. Fue la primera persona que midió con precisión el tamaño de un planeta. **



** Ejemplo tomado de COSMOS.- CARL SAGAN
Ed. Planeta

Capítulo primero: En la orilla del océano cósmico.

PRIMERA UNIDAD

PREGUNTAS DE CONTROL

INSTRUCCIONES: ESCOGE LA RESPUESTA CORRECTA ANOTANDO EL NUMERO-QUE CORRESPONDA EN EL ESPACIO DE RESPUESTAS.

PREGUNTA	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
RESPUESTA										

- 1.- Al resultado de investigaciones y experimentaciones que explican los fenómenos se llama:
 - 0) Teoría
 - 1) Experimentación
 - 2) Observación
- 2.- Mediante las experiencias y observaciones personales, obtendremos el conocimiento.
 - 0) Empírico
 - 1) Científico
 - 2) Ideal
 - 3) Teórico
- 3.- Es la aplicación práctica de los resultados de la investigación científica con respecto a las necesidades de la humanidad.
 - 0) Ciencia
 - 1) Tecnología
 - 2) Teoría
 - 3) Ley
- 4.- Es el conjunto de medios y equipos que el hombre ha construido en su beneficio.
 - 0) Ciencia
 - 1) Tecnología
 - 2) Teoría
 - 3) Método

5.- Es el conjunto de conocimientos sistematizados que nos lleva a conocer la verdad:

- 0) Ciencia
- 1) Empirismo
- 2) Observaciones
- 3) Técnica

6.- Se dice que un país es desarrollado cuando tiene avances.

- 0) Científicos y Filosóficos
- 1) Filosóficos y Tecnológicos
- 2) Científicos y Tecnológicos
- 3) Culturales

7.- La ciencia se divide en dos grandes ramas que son:

- 0) Formales y Factuales
- 1) Formales e Informales
- 2) Factuales y Naturales
- 3) Sociales y Matemáticas

8.- Es el nombre que se le da a las ciencias que explican los hechos.

- 0) Formales
- 1) Factuales
- 2) Naturales
- 3) Sociales

9.- Son las ciencias que se encargan del campo de las ideas.

- 0) Formales
- 1) Factuales
- 2) Naturales
- 3) Sociales

10.- La química, la física, la biología, la sociología y el derecho son ejemplos de ciencias.

- 0) Naturales
- 1) Factuales
- 2) Formales
- 3) Sociales

UNIDAD II

CONCEPTOS BÁSICOS

Al término de la unidad, el alumno: aplicará los principios básicos para el estudio de la Química.

UNIDAD II

CONCEPTOS BÁSICOS

CONCEPTO DE QUÍMICA:

En la historia, la química ha aportado una gran cantidad de conocimientos, proporcionando avances evidentes en el progreso de la humanidad. Los aspectos filosóficos y prácticos que se conocían en la antigüedad sobre la química, han ido evolucionando con el tiempo, hasta llegar a formar los principios básicos de la química moderna.

Alrededor del año 3,000 A.C. los egipcios sabían teñir telas y embalsamar a sus muertos, aunque no sabían el porque ocurrían estos cambios, tenían la habilidad en el uso de la química.

Después, aproximadamente 400 años A.C. los filósofos griegos especularon sobre la composición de la materia, aunque no experimentaron mucho para verificar sus ideas. En la edad media (500 -1600 años D.C.) considerada como una época oscura por el retraso en la literatura y las artes; los químicos llamados entonces alquimistas, buscaban formas de convertir algunos metales a oro, no lo consiguieron, pero encontraron procedimientos importantes como la destilación y cristalización. Los fundamentos de la química moderna se establecieron a fines del Siglo XVIII y se puede decir que la gran cantidad de conocimientos que se tienen en la actualidad en la química, son recientes ya que son de aproximadamente los últimos 100 años.

En la actualidad podemos decir que la química "es la ciencia que describe la materia, estudiando de ésta la estructura, la composición, las propiedades, los cambios, así como las causas que producen dichos cambios".

En cuanto a la estructura de la materia, la química estudia la manera como está construida; es decir por átomos, y como éstos a su vez, están formados por partículas subatómicas, las cuales estudiaremos posteriormente.

En relación a la composición de la materia, la química se ocupa del estudio de los elementos que constituyen las diferentes formas que adopta la materia que se encuentra en el mundo que nos rodea.

En lo referente a las propiedades de la materia, se encarga de estudiar las características y cualidades de ésta, para explicar su comportamiento en los diferentes fenómenos. Las causas que los generan, la química los estudia para establecer el comportamiento de la materia, para así poder dar explicación a los fenómenos o cambios e incluso predecirlos.

CLASIFICACION DE LA QUIMICA

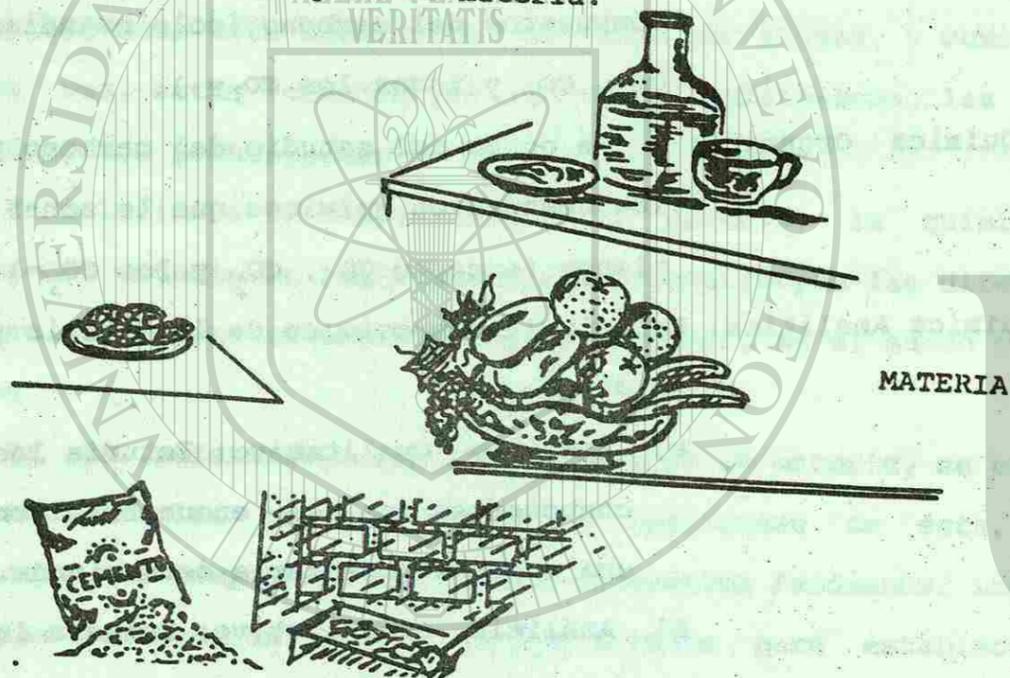
La Química es una ciencia que por su naturaleza, tiene relación con otras ciencias, como la Física, la Biología, la Geografía, etc., por lo cual podemos deducir que su campo de estudio

es muy amplio y sus aplicaciones muy diversas. A la Química para su estudio, la podemos dividir en varias ramas, que son:

- 1.- Química General: Estudia las teorías básicas de la química.
- 2.- Química Inorgánica: Se encarga de estudiar todos los componentes químicos, exceptuando los compuestos del carbono (solo estudia CO , CO_2 y todos los $\text{CO}_3=$).
- 3.- Química Orgánica: Se ocupa del estudio del carbono y los compuestos químicos que lo contienen (excepto CO , CO_2 y los $\text{CO}_3=$).
- 4.- Química Analítica: Estudia la composición de la materia y se divide en:
 - a) Análisis Cualitativo: Estudia los componentes que se encuentran en una muestra de materia determinada.
 - b) Análisis Cuantitativo: Estudia la cantidad en que se encuentran dichos componentes.
- 5.- Bioquímica: Se dedica al estudio de las reacciones químicas que ocurren en los seres vivos.
- 6.- Físico-Química: Estudia las leyes básicas y las fundamenta con teorías, utilizando la Física y Matemáticas para explicarlas.

"MATERIA"

La materia, como objeto de estudio de la química, se define como todo lo que ocupa un lugar en el espacio y que además posee masa e inercia, entendiéndose por esto que la materia puede ser grande o pequeña, visible e invisible. El aire, la madera, el agua, el dióxido de carbono, el fierro, el oro, la sal, el azúcar, etc., son ejemplos de materia.



MATERIA

"PROPIEDADES DE LA MATERIA"

I.- PROPIEDADES GENERALES.

Toda materia cumple con ciertas propiedades generales que le rigen; es decir, que en cualquier forma que se encuentre, esas propiedades son comunes para toda la materia, sin excepción. Veamos algunas de ellas:

- 1.- Volumen: Espacio que ocupa la materia.
- 2.- Masa: Cantidad de materia que posee un cuerpo.

- 3.- Peso: Acción de la fuerza de gravedad terrestre sobre la masa.
- 4.- Inercia: Propiedad que tienen los cuerpos de oponerse a todo cambio de movimiento o reposo, a menos que una fuerza externa actúe sobre ellos.
- 5.- Impenetrabilidad: Propiedad por la que dos cuerpos no pueden ocupar el mismo lugar al mismo tiempo.
- 6.- Porosidad: Propiedad que tienen los cuerpos de presentar en su estructura espacios vacíos.
- 7.- Divisibilidad: Propiedad que tienen los cuerpos de subdividirse.
- 8.- Elasticidad: Propiedad que tienen los cuerpos para comprimirse, alargarse y flexionarse.

II.- PROPIEDADES ESPECÍFICAS

Las propiedades específicas de la materia son aquellas que distinguen a un tipo de materia de otro, o sea que son particulares de cada sustancia. Sirven para diferenciar a unas de otras dentro de las cuales se encuentran. Para su estudio las propiedades específicas se dividen en:

- 1.- Físicas: Se observan sin que suceda un cambio en la estructura o composición de la materia. Ejemplos: sabor, color, olor, brillo, punto de ebullición, densidad.
Densidad: se define como la cantidad de masa contenida en

la unidad de volumen, y su fórmula es:

$$D = \frac{M}{V}$$

Anteriormente se utilizaba el término Peso Específico como equivalente a la densidad ya que numéricamente es igual en dos o tres cifras significativas.

2.- Químicas: Se observan cuando se esta efectuando un cambio en la composición de la materia. Ejemplo: La capacidad de una sustancia para reaccionar con otras y producir acidos

ESTADOS DE AGREGACION DE LA MATERIA

La materia, de acuerdo con la teoría cinéticomolecular, la podemos encontrar en diferentes estados de agregación. Estos son:

1.- Sólido: Este estado de agregación se caracteriza porque sus moléculas, átomos o iones, se encuentran unidos fuertemente entre sí, en posiciones fijas y no pueden cambiar de éstas, solo pueden vibrar en su posición, ya que estan ordenados de acuerdo a un patrón que se repite en tres dimensiones. Los sólidos tienen forma y volumen definidos.

2.- Líquido: Las moléculas en este estado se encuentran unidas débilmente, por lo que se pueden desplazar constantemente al azar; dicho movimiento lo realizan en un volumen determinado, a diferencia de los gases. Este movimiento se puede observar al agregar a un tubo de ensayo con agua una gota de permanganato de potasio. Los líquidos tienen volumen determinado pero no tienen forma definida.

3.- Gaseoso: En este estado de agregación las moléculas se encuentran totalmente separadas y en constante movimiento. En los gases la fuerza de atracción entre las moléculas es insignificante. No tienen forma ni, volumen definidos, ocupan el volumen del recipiente que los contiene.

Estados de agregación de algunos elementos químicos:

SOLIDOS	LIQUIDOS	GASES
Sodio	Mercurio	Helio
Magnesio	Bromo	Hidrógeno
Oro		Nitrógeno
Plata		Néon
Cobre		Cloro

En la fig. II-2 Se puede observar que los estados de agregación pueden cambiar de uno a otro cuando algunos factores como la presión y la temperatura actúan sobre ellos. Observese que la energía calorífica aplicada es transformada en energía cinética por lo que se puede decir que el estado sólido es el que tiene menor energía y por lo tanto el movimiento de sus moléculas es mínimo, en el estado líquido la cantidad de energía es mayor y en el gaseoso mucho más, por lo que sus moléculas estan en constante movimiento.

Plasma.- Hay otro estado de la materia, donde ésta no existe como átomos y moléculas, por los que no se incluye en la teoría cinético molecular: el plasma.

Se le considera el cuarto estado de la materia porque presenta propiedades diferentes a las de los sólidos, líquidos y gases; esta formado por iones cargados positivamente y electrones libres, que se producen cuando un gas es calentado miles de grados, este gas se dice que esta ionizado y cuando el mayor número de átomos estan ionizados se le llama plasma.

El plasma también puede ser formado en el laboratorio aplicando otras formas de energía al gas, como Rayos X o alto voltaje (100- 100 000 volts). La temperatura del gas puede llegar a -- 1 000 000 °C cuando el gas esta totalmente ionizado. Como los electrones libres tienden a recombinarse con los iones para formar de nuevo un gas neutro, para mantener el plasma se debe aplicar energía constantemente.

Como los electrones son extremadamente móviles, el plasma es excelente conductor de el calor y la electricidad.

Los científicos estiman que el 99 % de la materia en el universo existe en el estado de plasma. El plasma está alrededor de las estrellas, incluyendo al sol y a través del espacio interestelar.

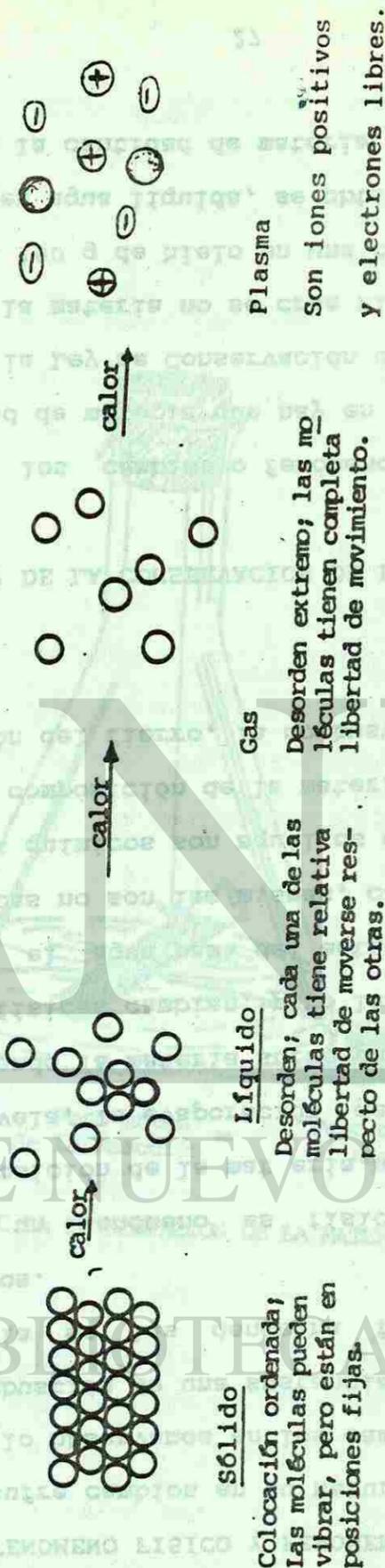


FIG. II-2 ESTADOS DE AGREGACION DE LA MATERIA

FENOMENO FISICO Y FENOMENO QUIMICO

La materia sufre cambios en su naturaleza, tanto externa como interna. Esto lo observamos en los cambios de estado de agregación o en la combustión de una sustancia. A estos cambios que sufre la materia se les denomina fenómenos y se dividen en: Físicos y Químicos.

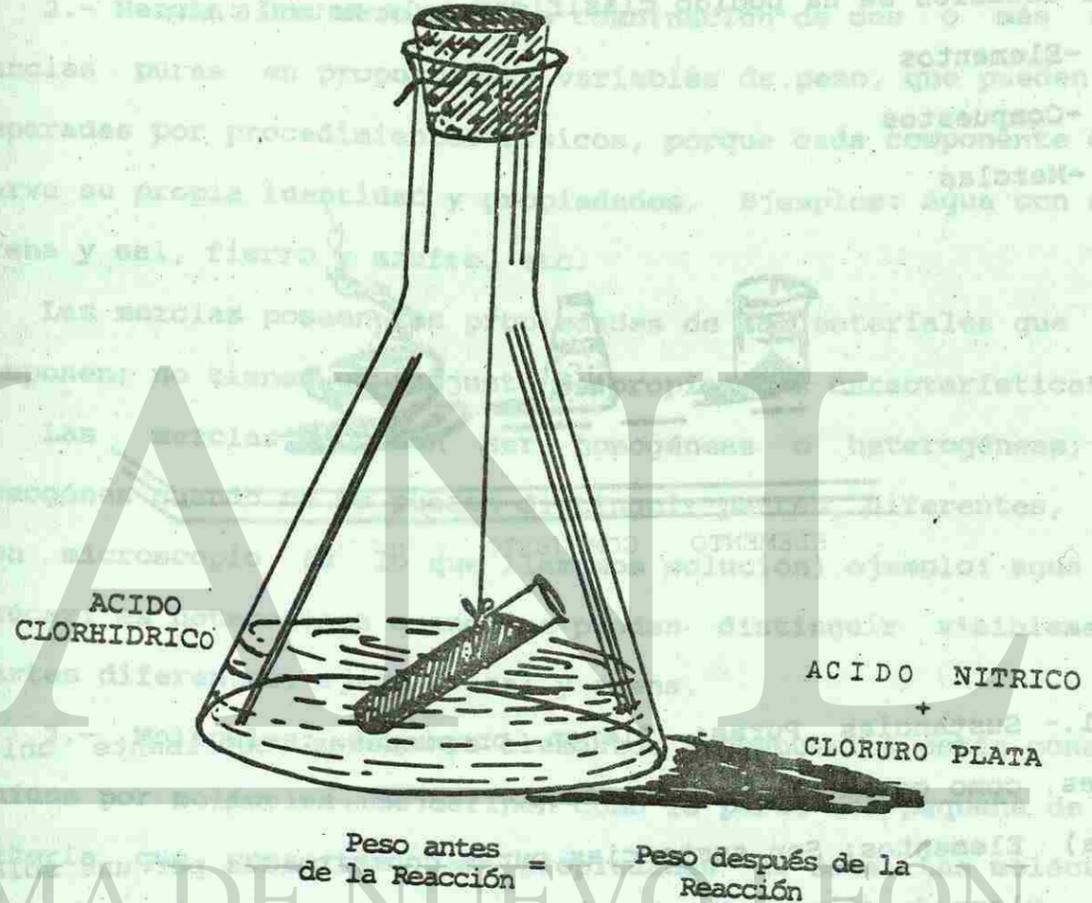
Se dice que un fenómeno es físico cuando la naturaleza interna o composición de la materia no cambia, como por ejemplo al fundirse una vela, la evaporación del agua, la fusión del hierro, etc. Cuando la materia sufre cambios físicos, algunas de sus propiedades físicas cambian, pero las químicas se conservan; ejemplo: cuando el agua pasa del estado líquido al sólido, sus propiedades físicas no son las mismas, cambia la densidad.

Los fenómenos químicos son aquellos en los cuales la estructura interna o composición de la materia sufre un cambio. Ejemplos: la oxidación del hierro, la combustión de la gasolina o de la madera, etc.

LEY DE LA CONSERVACION DE LA MATERIA

A pesar de los cambios o fenómenos que ocurren en el universo, la cantidad de materia que hay en él no varía, puesto que está regido por la Ley de Conservación de la Materia, en la cual se establece que la materia no se crea ni se destruye. Un ejemplo es: si colocamos 100 g de hielo en una cápsula de porcelana, para que se transforme en agua líquida, se obtienen 100 g de esta, lo que comprueba que la cantidad de materia permanece constante.

Otro ejemplo:



LEY DE LA CONSERVACION DE LA MATERIA.

ELEMENTO, COMPUESTO Y MEZCLA

Desde la antigüedad, la materia ha sido objeto de estudio por parte del hombre, para saber como esta compuesta, de tal manera que en la actualidad tenemos una gran cantidad de información sobre la constitución y estructura de ella. Como resultado de esos estudios se ha podido clasificar a la materia en:

- Elementos
- Compuestos
- Mezclas



1.- Sustancias Puras: Tienen propiedades totalmente uniformes, como compuestos y elementos. Ver cuadro pag. 33

a) Elementos: Son sustancias puras constituidas por una sola clase de átomos. No pueden ser descompuestas en otras sustancias más sencillas mediante métodos químicos.

b) Compuestos: Son sustancias puras que están constituidas por dos o más elementos, en proporciones definidas de peso y cuyos constituyentes pueden ser separados por procedimientos químicos. Las propiedades físicas y químicas de un compuesto son diferentes de las propiedades de los ele-

mentos que lo forman. Ejemplo: La combinación del cloro (un gas corrosivo) y el sodio (metal blanco brillante, que tiene reacción violenta con el agua) forma cloruro de sodio, la sal de mesa que todos conocemos.

2.- Mezcla: Una mezcla es la combinación de dos o más sustancias puras en proporciones variables de peso, que pueden ser separadas por procedimientos físicos, porque cada componente conserva su propia identidad y propiedades. Ejemplos: Agua con sal, arena y sal, fierro y azufre, etc.

Las mezclas poseen las propiedades de los materiales que las componen; no tienen un conjunto de propiedades características.

Las mezclas pueden ser homogéneas o heterogéneas; es homogénea cuando no se pueden distinguir partes diferentes, aun con microscopio (a lo que llamamos solución) ejemplo: agua con azúcar; es heterogénea cuando se pueden distinguir visiblemente partes diferentes, ejemplo: sal y arena.

3.- Moléculas: Algunos elementos y compuestos están constituidos por moléculas. Se definen como la parte más pequeña de la materia que conservan las propiedades de ésta. Las moléculas están constituidas por átomos, aunque en algunos casos átomo y molécula es lo mismo, porque una molécula también se define como la partícula más pequeña de un elemento o compuesto que existe en forma independiente, estable y sin carga.

En el caso de los compuestos, las moléculas están integradas por dos o más átomos distintos (la gran mayoría de las moléculas); en cambio en los elementos sólo pueden estar constituidas por una sola clase de átomos, si la molécula está formada por un solo

átomo como el He, Ne, Ar, se le llama molécula monoatómica, si la forman dos átomos como el F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , N_2 , H_2 , O_2 , se le llama molécula diatómica. Estos elementos no pueden existir en forma individual (de átomo) a temperatura ambiente. Hay otros elementos que presentan moléculas con más de dos átomos como el caso de algunas formas alotrópicas*. Ejemplo: S_8 , O_3 , P_4 y se les llama moléculas poliatómicas.

Los compuestos que existen como moléculas son aquellos en los que sus átomos están unidos por enlace covalente. A los compuestos en los que sus átomos están unidos por enlaces iónicos, no se les considera moléculas ya que se mantienen unidos sólo por atracción electrostática.

Átomo : Es la unidad más pequeña en que puede existir un elemento. También es la unidad más pequeña de un elemento que puede participar en una reacción química. Los átomos están formados por partículas subatómicas (ver unidad III) más pequeñas pero éstas ya no tienen las propiedades químicas de los elementos.

* **ALOTROPIA:** Es el fenómeno que presentan algunos elementos de existir en forma de dos o más sustancias diferentes. El S_2 , S_8 , O_3 , y P_4 presentan diferente agregación molecular.

ALGUNOS EJEMPLOS DE MATERIA:

SUSTANCIAS PURAS

MEZCLAS

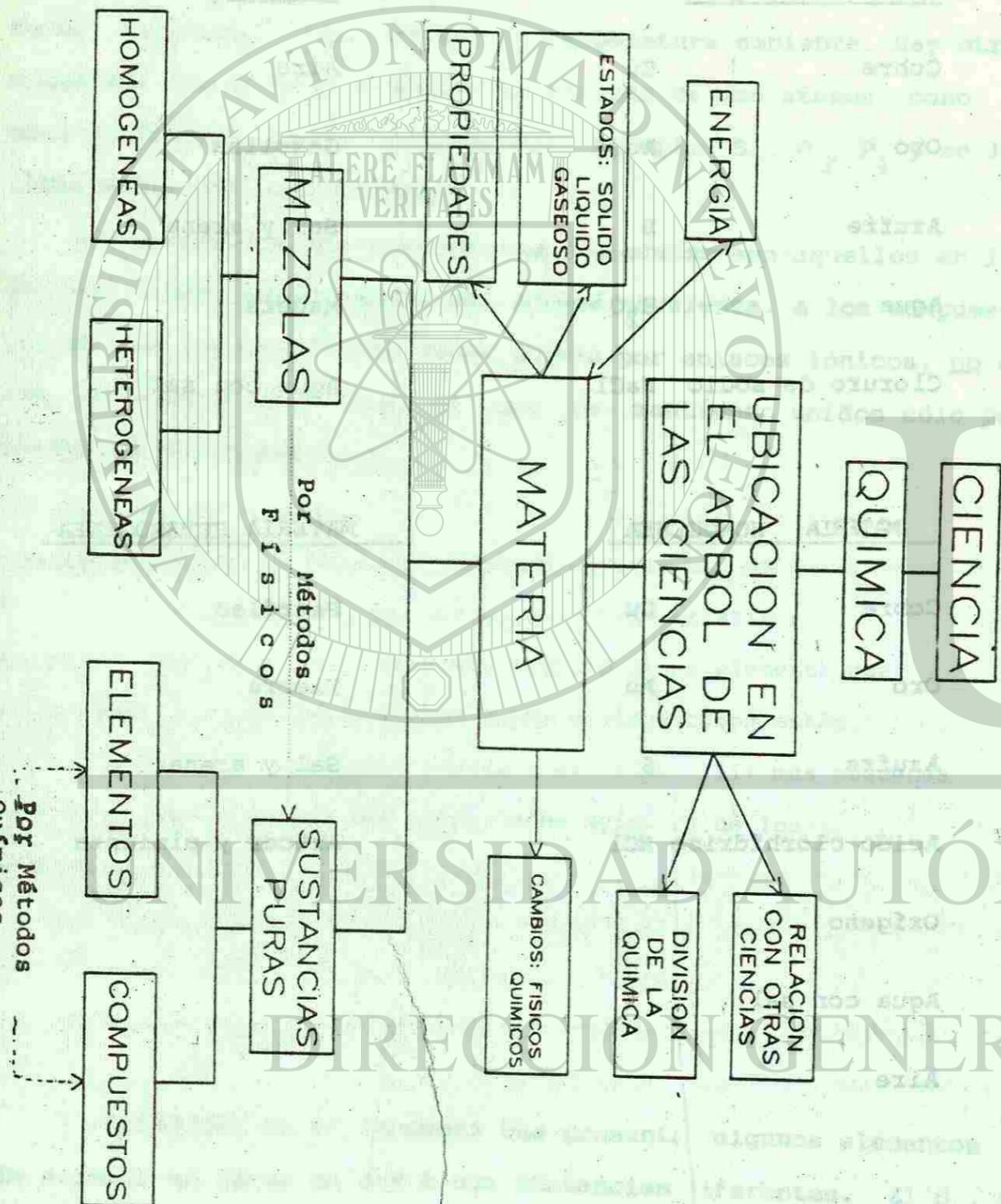
Cobre	Cu	Aire
Oro	Au	Gasolina
Azufre	S	Sal y arena
Agua	H_2O	Madera
Cloruro de sodio	NaCl	Agua con sal

MATERIA HOMOGENEA

MATERIA HETEROGENEA

Cobre	Cu	Petróleo
Oro	Au	Tierra
Azufre	S	Sal y arena
Acido clorhídrico	HCl	Azúcar y pimienta
Oxígeno		
Agua con sal		
Aire		

REPRESENTACION DE LAS DIFERENTES FORMAS DE LA MATERIA Y SUS RELACIONES



SIMBOLOGIA QUIMICA

A través del tiempo se han descubierto muchos elementos -- químicos. En la actualidad se conocen 109, los cuales se pueden -- representar por símbolos químicos. Estos símbolos son válidos -- universalmente.

La simbología química que se maneja en la actualidad está -- basada en las reglas que estableció Berzelius (1179 - 1848), en -- las cuales establece que:

- 1.- Se usará la primera letra(mayúscula) del nombre del -- elemento. Ejemplos: Oxígeno (O), Hidrógeno (H), Boro -- (B), Flúor (F).
- 2.- Cuando dos o más elementos comienzan con la misma letra, de acuerdo a la importancia de éstos se pondrá la segun -- da letra al más importante, y al otro(u otros)elementos, la tercera (u otra) letra con minúscula. Ejemplos: Cal -- cio (Ca), Cloro (Cl), Cadmio (Cd), Cromo (Cr).
- 3.- Algunos nombres de elementos obtendrán su símbolo del -- nombre en latín (L), griego (G), alemán (A) o inglés -- (I).
- 4.- Nombres de científicos, ciudades y países.

Plata, Argentum	Ag (L)
Sodio, Natrium	Na (L)
Laurencio, Laurenc	LW (L)
Yodo, Iodos	I (G)

Laurencio	Lw
Mendelevio	Md
Polonio	Po
Californio	Cf

ENERGIA

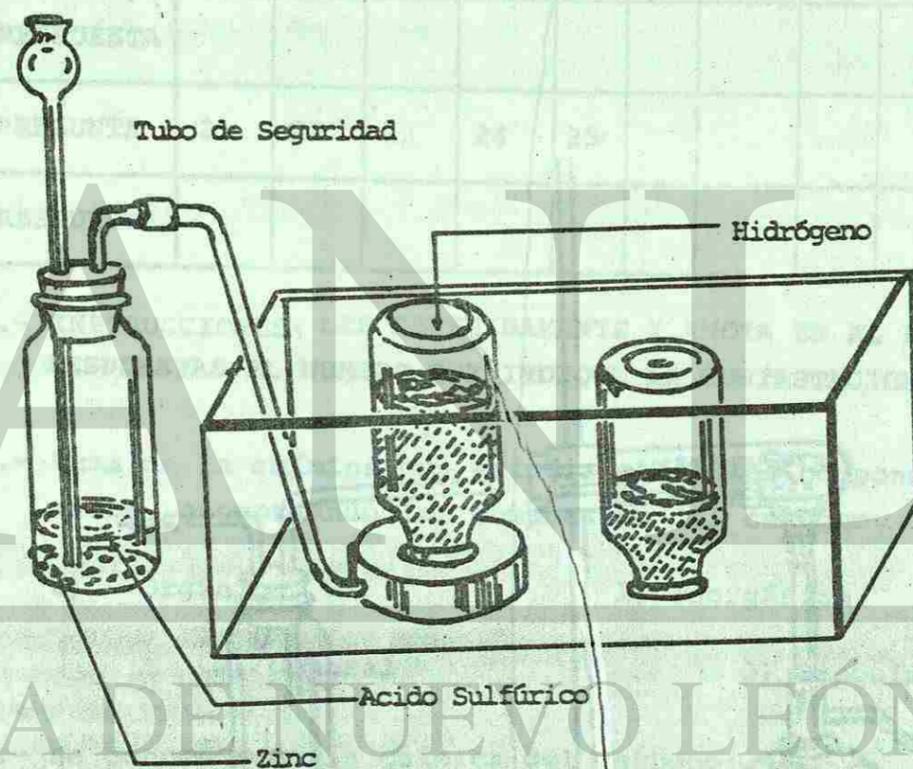
En todo cambio o fenómeno que ocurre en la naturaleza interviene la energía. Esta se define como la capacidad para realizar un trabajo. Al igual que la materia, la energía no se crea ni se destruye, solo se transforma, como lo establece la Ley de la Conservación de la Energía. Existen diferentes tipos de energía, como la energía eléctrica, calorífica, atómica, nuclear, cinética, potencial, etc. Cada uno de estos tipos de energía pueden transformarse en otros diferentes, pero la cantidad de ella permanece constante.

CAMBIOS DE ENERGIA

- | | | |
|---------------|---|------------|
| a) Lumínica | a | Calorífica |
| b) Eléctrica | a | Lumínica |
| c) Calorífica | a | Lumínica |
| d) Mecánica | a | Eléctrica |
| e) Química | a | Calorífica |
| f) Química | a | Lumínica |

La Ley de Conservación de la Materia y la Energía establece que la cantidad de materia y energía en el Universo permanece constante. Esta ley la podemos representar con la ecuación que estableció Alberto Einstein: $E=mc^2$ la cual significa que la Energía (E) es igual a la masa (m) por la velocidad de la luz (c) al cuadrado. En sentido estricto, esta ecuación no establece si la energía se transforma en materia o ésta en energía, sino que la masa perdida desprende energía y que tanto la masa como la energía perdidas pasan a otra materia en el Universo.

Se ha establecido que en un cambio o fenómeno interviene la energía. Sin embargo, podemos observar que en algunos de esos cambios se absorbe energía y en otros se desprende. Se les llama **endotérmicos** a los cambios que requieren de calor para que se lleven a cabo; y **exotérmicos** los que desprenden calor al efectuarse.



OBTENCION DEL HI ROGENO

REACCION EXOTERMICA

4.- Es todo lo que ocupa un lugar en el espacio y además posee masa e inercia:

0) Masa 1) Materia

2) Extensión 3) Peso

5.- Es el espacio que ocupa la materia:

0) Aire 1) Masa

2) Extensión 3) Peso

6.- Propiedad por la cual dos cuerpos no pueden ocupar el mismo lugar al mismo tiempo:

0) Inercia 1) Peso

2) Impenetrabilidad 4) Elasticidad

7.- Propiedad que tienen los cuerpos de comprimirse, alargarse o flexionarse.

0) Elasticidad 1) Porosidad

2) Inercia 3) Divisibilidad

8.- Se define como la cantidad de masa contenida en la unidad de volumen:

0) Peso 2) Densidad

1) Masa 3) Masa Específica

9.- Propiedad que tienen los cuerpos de poder subdividirse o fraccionarse.

0) Elasticidad 2) Impermeabilidad

3) Porosidad 3) Divisibilidad

10.- Es la propiedad que tienen los cuerpos de oponerse a todo cambio de movimiento.

0) Inercia 1) Divisibilidad

2) Porosidad 3) Masa

II.- LEE DETENIDAMENTE CADA UNA DE LAS SIGUIENTES ASEVERACIONES Y ESCRIBE EN EL ESPACIO DE RESPUESTAS UN 0 SI ES FALSO O UN 1 SI ES VERDADERO.

11.- Las propiedades de la materia se dividen en generales y específicas.

0) Falso 1) Verdadero

12.- Cuando las moléculas de un cuerpo se encuentran totalmente separadas y en constante movimiento, se dice que están en estado líquido.

0) Falso 1) Verdadero

13.- Cuando la estructura interna o composición de la materia sufre algún cambio, estamos frente a un fenómeno físico.

0) Falso 1) Verdadero

14.- La Ley de la Conservación de la Materia nos dice: "la materia no se crea ni se destruye, solamente se transforma".

0) Falso 1) Verdadero

15.- Según la teoría atómica de Dalton, la materia está constituida por pequeñas partículas llamadas átomos.

0) Falso 1) Verdadero

III.- RELACIONA LAS 2 COLUMNAS Y ANOTA EN EL ESPACIO DE RESPUESTAS EL NUMERO QUE INDIQUE LA RESPUESTA CORRECTA.

16.- Sustancia pura, formada por átomos de una misma especie. 0) Compuesto

17.- Sustancia pura formada por dos o más átomos de diferente especie. 1) Elemento

18.- Combinación de 2 o más compuestos, los cuales conservan sus propiedades características. 2) Mezcla Homogénea

19.- Se conoce también como solución.

20.- Parte más pequeña de un compuesto puro que conserva las propiedades del mismo.

3) Molécula

4) Mezcla

IV.- RELACIONA LOS SIMBOLOS QUE SE TE DAN A CONTINUACION, ANOTANDO EN EL ESPACIO DE RESPUESTAS EL NUMERO QUE CORRESPONDA A CADA UNO DE LOS ELEMENTOS.

0) Ca

1) K

2) Cr

3) Ni

4) W

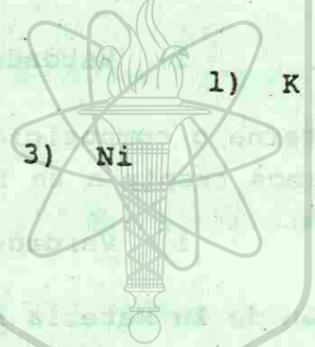
21.- Níquel

22.- Calcio

23.- Tungsteno

24.- Potasio

25.- Cromo



particular móviles, móviles y resistentes. Por esa
Apoy Robert Boyle estableció que la materia que constituye al
Universo está formada por átomos de diferentes tamaños y formas
diferentes.

Los modelos y teorías atómicas gradualmente conocidas son
el producto de la gran cantidad de conocimientos hechos y
prácticos que se han obtenido en el estudio de la estructura
atómica y química. Los modelos atómicos más recientes son los
de Bohr y los de Schrödinger y Heisenberg.

UNIDAD III

ESTRUCTURA ATOMICA

Al término de la unidad, el alumno comprenderá, a través de la evolución de los modelos atómicos, la distribución de las partículas subatómicas.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

19.- Se conoce también como solución.

20.- Parte más pequeña de un compuesto puro que conserva las propiedades del mismo.

3) Molécula

4) Mezcla

IV.- RELACIONA LOS SIMBOLOS QUE SE TE DAN A CONTINUACION, ANOTANDO EN EL ESPACIO DE RESPUESTAS EL NUMERO QUE CORRESPONDA A CADA UNO DE LOS ELEMENTOS.

0) Ca

1) K

2) Cr

3) Ni

4) W

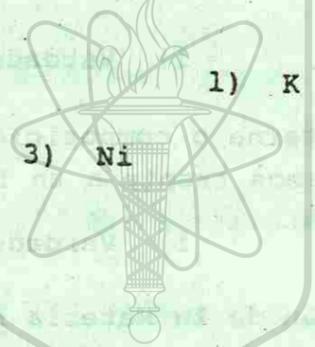
21.- Níquel

22.- Calcio

23.- Tungsteno

24.- Potasio

25.- Cromo



particular móviles, móviles y resistentes. Por esa
Apoy Robert Boyle establece la ley de Boyle que establece al
Universo está formado por átomos y moléculas y como
diferente.

Los modelos y teorías atómicas gradualmente conocidas
El producto de la gran cantidad de conocimientos hechos y
prácticos que se han hecho en el estudio de la estructura
atómica y química, han permitido a los científicos descubrir
algunas y todas las partículas subatómicas que forman
los átomos.

UNIDAD III

ESTRUCTURA ATOMICA

Al término de la unidad, el alumno comprenderá, a través de la evolución de los modelos atómicos, la distribución de las partículas subatómicas.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

ESTRUCTURA ATOMICA

Los modelos y teorías atómicas que actualmente conocemos son el producto de la gran cantidad de conocimientos teóricos y prácticos que a través del tiempo nos han dejado las civilizaciones china y egipcia, así como los filósofos griegos, los alquimistas y todos los científicos modernos que se han preocupado por estudiar la materia.

En esta unidad estudiaremos algunos modelos y teorías atómicas. Primeramente se debe entender la diferencia que existe entre "modelo atómico" y "teoría atómica"; un modelo atómico es la representación del átomo en forma gráfica, mientras que una teoría atómica es el conjunto de conocimientos adquiridos sobre el átomo. Las teorías pueden cambiar a través del tiempo, conforme avancen las investigaciones.

BREVE HISTORIA DE LA TEORIA ATOMICA

Los antecedentes más importantes que podemos mencionar sobre la teoría atómica datan aproximadamente del año 400 A.C., cuando dos filósofos griegos, Demócrito y Leucipo, postularon: que la materia estaba compuesta por átomos y que éstos eran indivisibles e indestructibles.

Posteriormente, en el siglo XVII, Isaac Newton estableció la probabilidad de que la materia estuviese constituida por pequeñas

partículas móviles, impenetrables, duras y resistentes. Por esa época Roberto Boyle estableció: que la materia que constituye al Universo esta formada por pequeñas partículas de tamaño y forma diferente.

TEORIA ATOMICA DE DALTON

En 1803, el científico Inglés John Dalton, apoyándose en experimentos y observaciones no muy exactas, propuso una teoría atómica que se basaba en los siguientes postulados:

- 1.- La materia está constituida por pequeñas partículas llamadas átomos.
- 2.- Los átomos de un mismo elemento son iguales, particularmente en peso, pero diferentes a los de otros elementos.
- 3.- Los átomos de diferentes elementos se unen para formar compuestos.
- 4.- Los átomos permanecen indivisibles en toda reacción química.

Actualmente, como veremos en la presente unidad, se han acumulado gran cantidad de conocimientos científicos que modificaron esta teoría, lo cual demuestra que las teorías científicas sufren modificaciones o se descartan totalmente conforme la ciencia progresa. Aún con los errores, los postulados de Dalton proporcionaron las bases de trabajo para seguir investigando, por lo que se le considera el padre de la teoría atómica moderna.

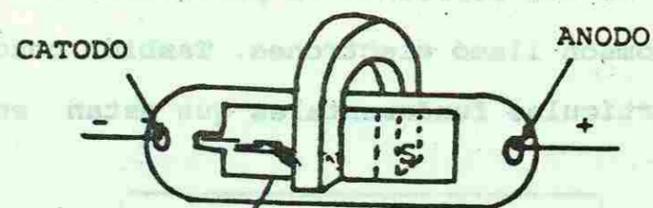
DESCUBRIMIENTO DEL ELECTRON

Los conocimientos que se tenían hasta comienzos del siglo XIV, tales como la ley de la conservación de la Materia, los estudios de Gay Lussac sobre los volúmenes de combinación de los gases, la ley de las proporciones constantes, la ley de las proporciones múltiples o la teoría de Dalton, fueron argumentos suficientes para comprobar la existencia de los átomos, pero no explicaban la estructura de éste. Dicha estructura debería ser diferente según el elemento, para poder explicar las reacciones químicas que ocurren entre ellos.

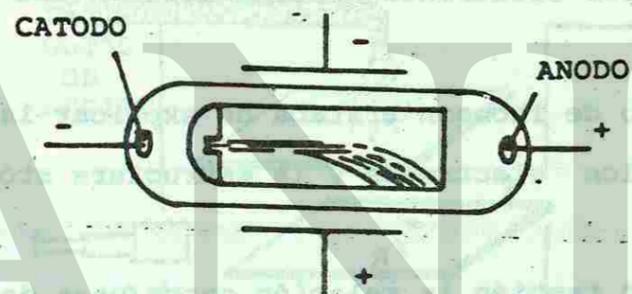
En esta unidad nos ocuparemos de los experimentos iniciales que contribuyeron para establecer la estructura atómica de la materia que actualmente conocemos.

A principios del siglo XIX los científicos efectuaron experimentos haciendo pasar corriente eléctrica a través de ciertas sustancias.

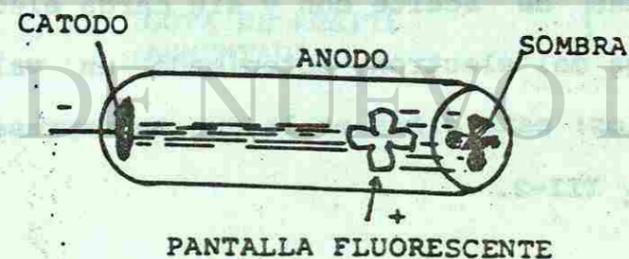
Después en 1897, el físico inglés J.J. Thomson, investigando el comportamiento de los rayos catódicos, haciendo pasar voltaje elevado a través de dos electrodos colocados en los extremos de un tubo de vidrio al vacío, observó que salen los rayos desde el cátodo (electrodo negativo) y se dirigen al ánodo (electrodo positivo) produciendo iluminación en las paredes del tubo. También observó que los rayos eran desviados de su trayectoria por campos eléctricos o magnéticos, se desviaban hacia un campo eléctrico positivo y hacia el polo norte en un campo magnético; igual como lo haría cualquier partícula negativa. Ver Fig. III-1



PANTALLA FLUORESCENTE
Comportamiento de los rayos catódicos con la influencia de un campo magnético.



PANTALLA FLUORESCENTE,
Comportamiento de los rayos catódicos con la influencia de un campo eléctrico.



PANTALLA FLUORESCENTE

FIG. III-1 COMPORTAMIENTO DE LOS RAYOS CATODICOS.

Se efectuaron muchos experimentos y demostraron que las propiedades de los rayos catódicos no dependen del metal del cátodo y que en realidad es una corriente de partículas con carga negativa a las que Thomson llamó electrones. También concluyó que los electrones son partículas fundamentales que están en todos los átomos.

Thomson elaboró un modelo atómico basándose en el descubrimiento que había hecho sobre el electrón; supuso que el átomo estaba constituido por electrones distribuidos en una esfera con carga positiva.

El modelo atómico de Thomson trataba de explicar la relación que existe entre los electrones y la estructura atómica, pero estaba equivocado.

Thomson determinó también la relación carga/masa del electrón y en 1909 Robert Millikan, físico estadounidense efectuó su famoso experimento "la gota de aceite" donde midió la velocidad de caída de las gotas de aceite con y sin carga eléctrica y pudo determinar la carga del electrón, obteniendo un valor de: 1.60×10^{-19} coulombios; esta cifra es la que se representa con el símbolo $-e$. Ver Fig. III-2.

* coulombio se define como la cantidad fundamental de carga eléctrica.

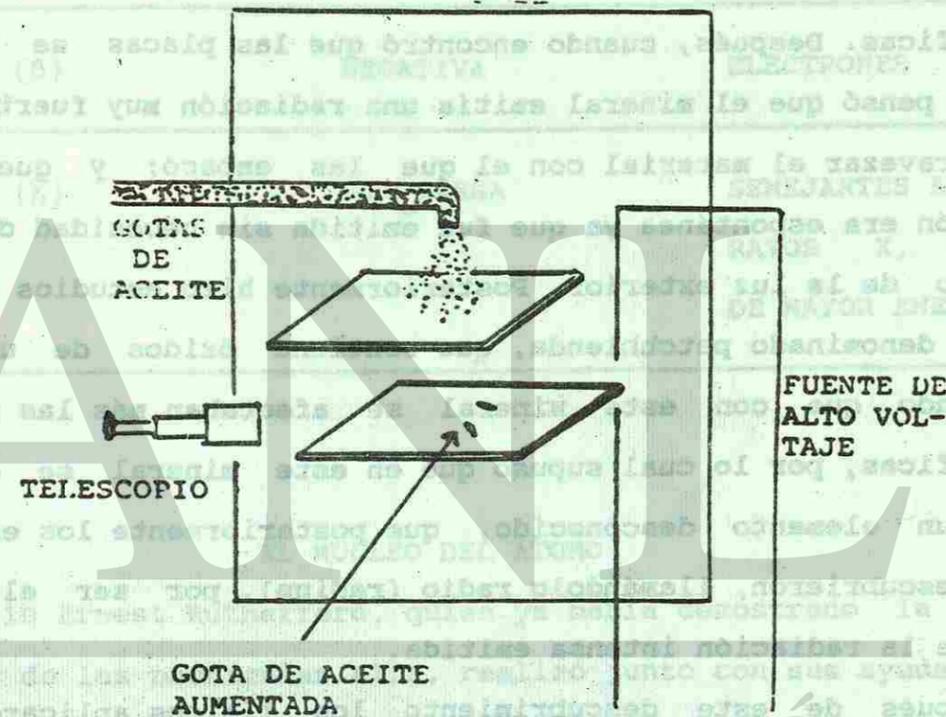


FIG. III-2 EXPERIMENTO DE "LA GOTA DE ACEITE"

LA RADIOACTIVIDAD

La radiactividad es la emisión espontánea de radiaciones invisibles de alta energía. Su descubrimiento fué accidental; ya que, haciendo investigaciones de la luz emitida (fluorescencia) por algunos minerales, el físico francés Henri Becquerel, guardó en un cajón muestras de uranio bien empacadas junto con placas fotográficas. Después, cuando encontró que las placas se habían velado, pensó que el mineral emitía una radiación muy fuerte, que pudo atravesar el material con el que las empacó; y que esta radiación era espontánea ya que fué emitida sin necesidad del estímulo de la luz exterior. Posteriormente hizo estudios con un mineral denominado pitchblenda, que contiene óxidos de uranio, observando que con este mineral se afectaban más las placas fotográficas, por lo cual supuso que en este mineral se encontraba un elemento desconocido, que posteriormente los esposos Curie descubrieron, llamándolo radio (radium), por ser el causante de la radiación intensa emitida.

Después de este descubrimiento los físicos aplicaron las técnicas que utilizaron con los rayos catódicos para estudiar las nuevas radiaciones invisibles.

El que tuvo más éxito fué Ernest Rutherford, que con ayuda de otros científicos mostraron que las sustancias radiactivas emiten tres clases de rayos, los cuales fueron observados en su comportamiento en campos eléctricos. Los rayos que se desviaban hacia el campo eléctrico negativo, se les denominó partículas alfa (α), los que se desviaron al campo positivo se les llamó beta (β) y

los que no sufrieron desviación se les denominó gama (γ). Ver Fig. III-3.

En el siguiente cuadro se expresa la carga y del tipo que son cada una de las partículas radiactivas.

NOMBRE	CARGA	TIPO
ALFA (α)	POSITIVA	IONES DE HELIO
BETA (β)	NEGATIVA	ELECTRONES
GAMA (γ)	SIN CARGA	SEMEJANTES A LOS RAYOS X, PERO DE MAYOR ENERGIA

EL NUCLEO DEL ATOMO

En 1910 Ernest Rutherford, quien ya había demostrado la naturaleza de las partículas alfa, realizó junto con sus ayudantes Geiger y Marsden un experimento, que consistía en bombardear una lámina de oro (que se encontraba en el centro de una pantalla fluorescente), con partículas alfa, observando en la pantalla que: una pequeña parte de las partículas alfa rebotaron sobre la lámina de oro, otras casi todas con pequeñas desviaciones pasaron la lámina. Ver Fig. III-4

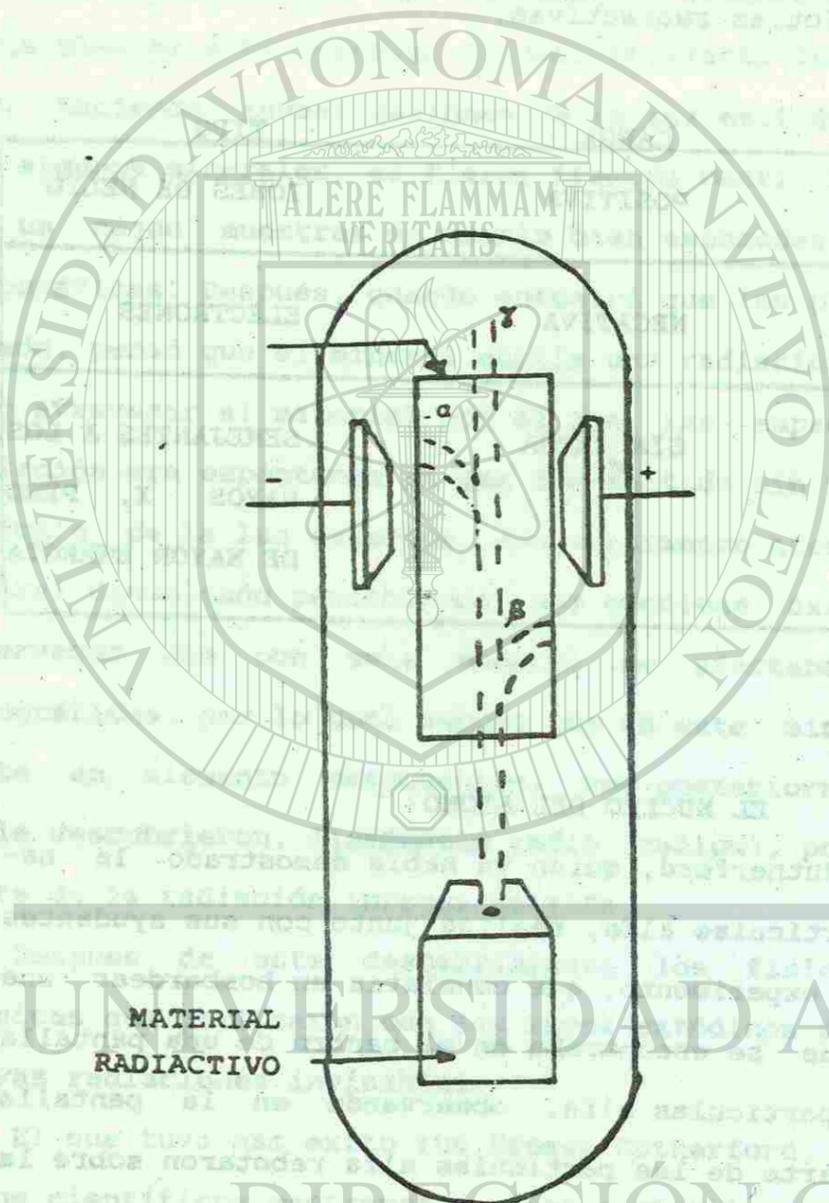


FIG. III-3 COMPORTAMIENTO DE LAS RADIACIONES

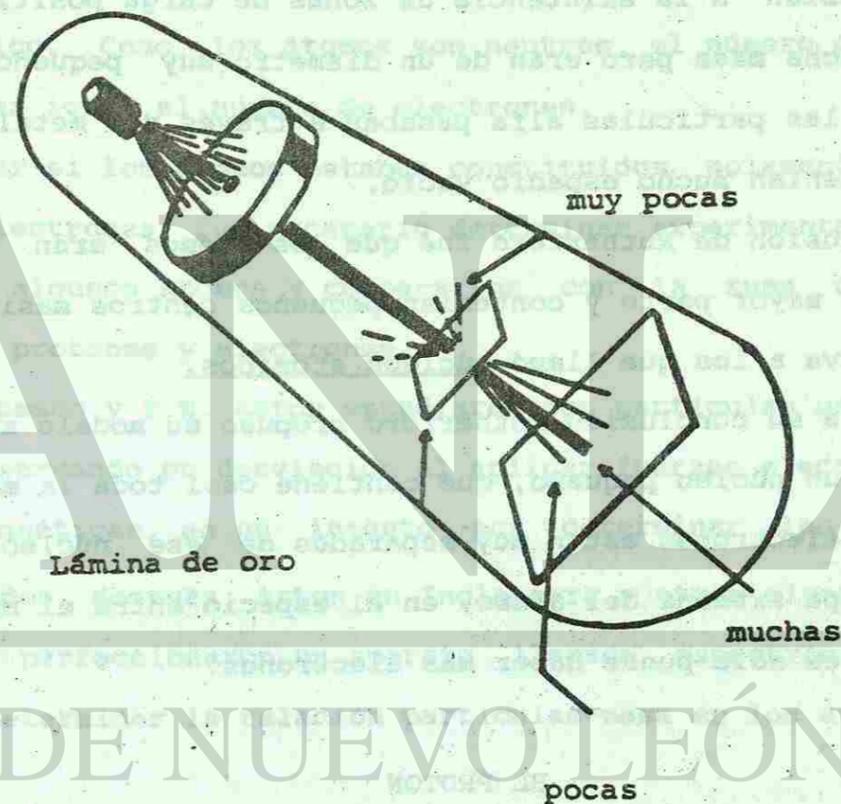


FIG. III-4 EXPERIMENTO DE RUTHERFORD

Con los conocimientos que se tenían en ese tiempo, los resultados esperados eran que todas las partículas alfa pasaran a través de la lámina de oro, por lo que los resultados causaron gran asombro a los científicos. Se experimentó con láminas de otros metales y los resultados fueron iguales.

Rutherford estudió matemáticamente estos resultados y explicó que las desviaciones y sobre todo los rebotes de las partículas alfa se debían a la existencia de zonas de carga positiva, que contenían mucha masa pero eran de un diámetro muy pequeño y la mayoría de las partículas alfa pasaban a través del metal porque los átomos tenían mucho espacio vacío.

La conclusión de Rutherford fue que los átomos eran espacio vacío en su mayor parte y contenían pequeños centros masivos con carga positiva a los que llamó núcleos atómicos.

En base a su conclusión Rutherford propuso su modelo atómico: este tiene un núcleo pequeño, que contiene casi toda la masa del átomo y los electrones están muy separados de ese núcleo, formando la capa externa del átomo, en el espacio entre el núcleo y los electrones solo puede haber más electrones.

EL PROTON

Antes de identificar al electrón, Eugen Goldstein en 1886 ya había observado que en los tubos de rayos catódicos se generaba una corriente de partículas con carga que se movían hacia el cátodo y les llamaron rayos canales. Después de que ya identificaron al electrón, los científicos (entre ellos Thomson) continuaron las investigaciones y demostraron que estos rayos estaban

formados por partículas con carga positiva, a esas partículas se les llama protones.

El protón es una partícula fundamental con la misma carga del electrón pero con signo contrario, por lo que se representa como +1 y su masa es 1837 veces mayor que la del electrón. La teoría de Rutherford acerca del núcleo del átomo se ve reforzada con la información obtenida de la masa del protón.

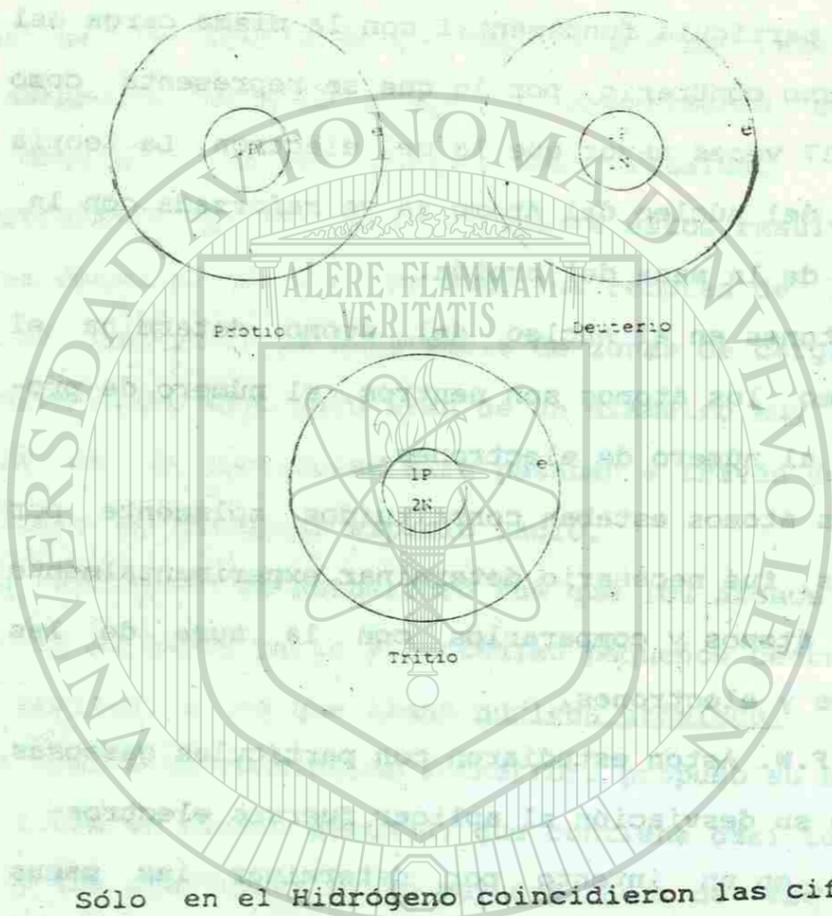
El número de protones en el núcleo del átomo determina el número atómico. Como los átomos son neutros, el número de protones debe ser igual al número de electrones.

Para saber si los átomos estaban constituidos solamente por protones y electrones, fue necesario determinar experimentalmente las masas de algunos átomos y compararlos con la suma de las masas de sus protones y electrones.

J.J. Thomson y F.W. Aston estudiaron con partículas gaseosas cargadas, observando su desviación al aplicar fuerzas electrostáticas y magnéticas, en un intento por determinar las masas atómicas. Años después, Aston en Inglaterra y otros científicos en el mundo, perfeccionaron un aparato llamado espectrógrafo de masas para determinar la relación partículas-masa en los átomos.

EL NEUTRON

Con el espectrógrafo de masas se encontró que: átomos de un mismo elemento tienen diferentes pesos, a esos átomos se les llamó isótopos. Con este aparato se determinó la masa del isótopo más común del Hidrógeno que es igual a 1.0078 uma.



Sólo en el Hidrógeno coincidieron las cifras de la masa obtenida con la suma de las masas de su protón y su electrón (el isótopo más común tiene un protón y un electrón), pero en todos los demás elementos no.

En el nitrógeno por ejemplo, que tiene 7 protones y 7 electrones su masa debería ser 7 uma aproximadamente; pero es de 14 y 15 uma. Este hecho llevó a los científicos a la búsqueda de una tercera partícula en el átomo, que fuese neutra para que no afectara el balance de cargas, pero que pudiese explicar la masa adicional en los átomos.

Años después en 1932 J. Chadwick identificó los neutrones. El neutrón es una partícula sin carga y su masa es 1.0087 uma, que es ligeramente mayor a la del protón. (ver cuadro pag. 73)

Se encontró que los isótopos, son los átomos de un mismo elemento que tienen diferente número de neutrones, por lo tanto tienen diferentes masas, como el número de protones y electrones es igual en los isótopos de un elemento el número atómico (Z) de ellos es igual también, pero como difieren en el número de neutrones, tienen por lo tanto diferente número másico (A) que se determina por la suma de protones y neutrones presentes en el núcleo de un átomo, porque tienen diferente número de neutrones.

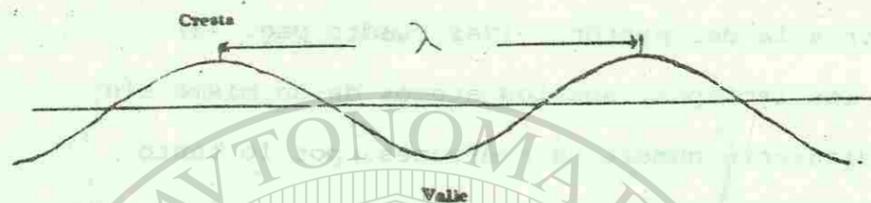
ENERGÍA RADIANTE

Estudiaremos un poco la energía radiante. La luz visible es un tipo de energía radiante. Todas las energías radiantes viajan a la velocidad de la luz (c), $c = 300\,000\text{ km/seg}$ y se propagan en ondas. Las diferentes radiaciones varían en la cantidad de energía, frecuencia y longitud de onda.

La frecuencia es el número de ciclos de una onda que pasa por un punto dado por unidad de tiempo (generalmente segundo). La unidad SI de frecuencia es el Hertz ($1\text{ Hz} = 1\text{ ciclo/seg.}$). Si la longitud de onda de la radiación es grande, la frecuencia será pequeña y por lo tanto esa radiación será de baja energía, si la longitud de onda es pequeña, la frecuencia será grande, porque pasarán mayor número de ondas (por un punto determinado) por unidad de tiempo, y la energía también será grande.

En el espectro electromagnético, se representan las radiaciones electromagnéticas y sus longitudes de onda.

ILUSTRACION DE UNA ONDA



La longitud de onda (λ) es la distancia entre dos puntos iguales de dos ciclos consecutivos de la onda y las unidades son de longitud: metro, centímetro, etc.

ESPECTROSCOPIA

La Espectroscopía es el estudio de los espectros de las sustancias expuestas a alguna forma de excitación energética.

Cuando a un elemento se le aplica cierta cantidad de energía (calorífica o lumínica) los átomos se excitan, o sea el electrón absorbe algo de esa energía y pasa de su nivel fundamental (también llamado basal) a otro superior de mayor energía y al regresar nuevamente a su nivel fundamental, desprende energía en forma de luz.

El estudio preciso de la radiación emitida puede hacerse con un espectroscopio; en el que se separa la luz emitida formando un espectro y así poder observar la longitud de onda de la radiación emitida. El espectro es el resultado de separar un haz de energía radiante (con un prisma generalmente) en las longitudes de onda que lo forman.

La longitud de onda de la energía que se absorbe o emite es característica de cada elemento. La causa de que cada elemento produzca un espectro de líneas específico, se debe a las diferencias en la estructura atómica.

Una observación sencilla de la energía que emiten los átomos

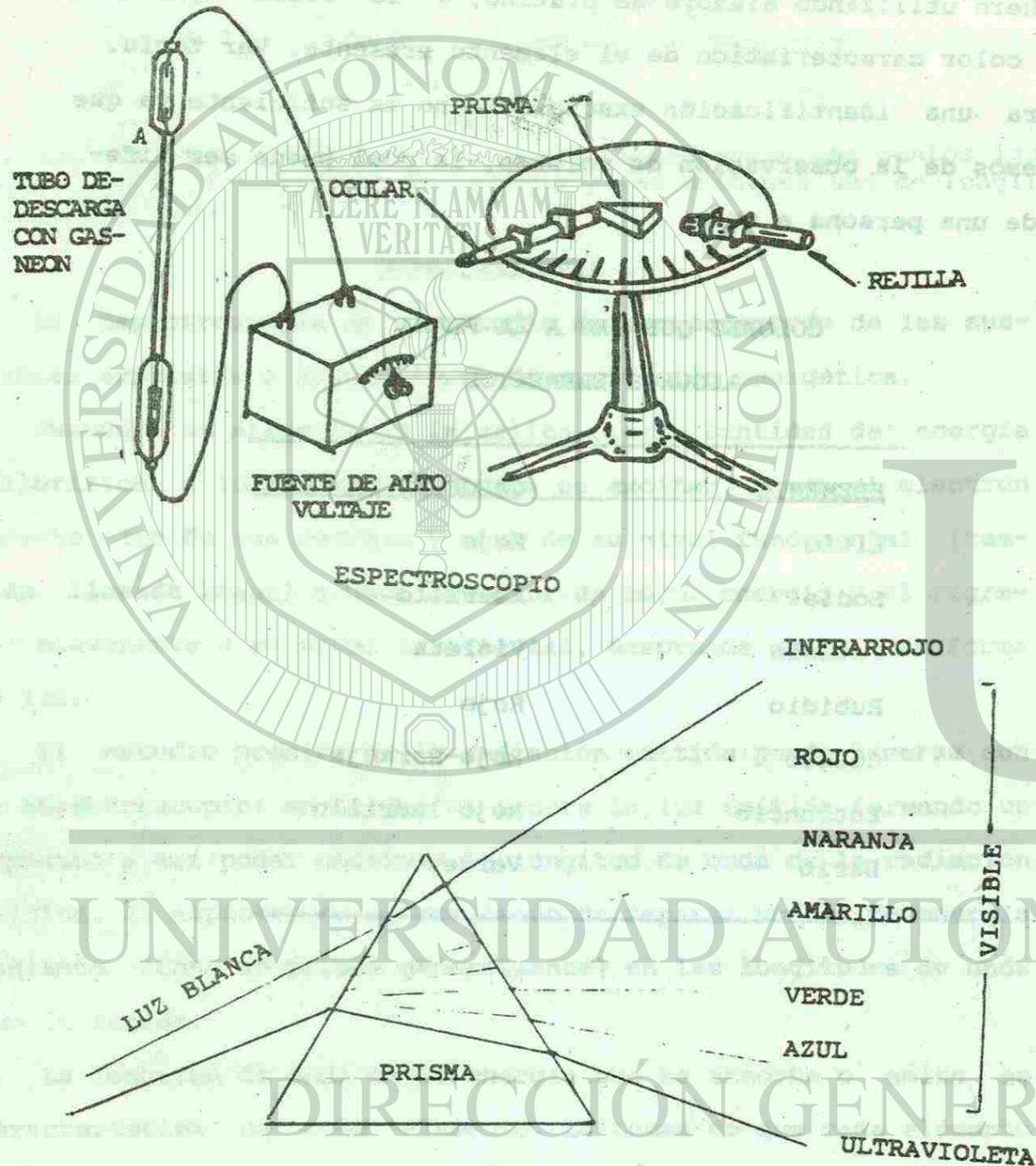
excitados y que se utiliza para identificar algunos elementos es: calentando un poco de una solución de un elemento a la flama de un mechero utilizando alambre de platino, y la flama aparecerá con el color característico de el elemento presente. Ver tabla.

Para una identificación exacta esto no es suficiente ya que dependemos de la observación de colores, la cual puede ser diferente de una persona a otra.

COLORES QUE DAN A LA FLAMA

ALGUNOS ELEMENTOS

ELEMENTO	COLOR DE LA FLAMA
Litio	Rojo
Sodio	Amarillo
Potasio	Violeta
Rubidio	Rojo
Calcio	Rojo-Naranja
Estroncio	Rojo ladrillo
Bario	Verde



ILUSTRACION DE LA DESCOMPOSICION DE LA LUZ BLANCA POR UN PRISMA

ESPECTRO ELECTROMAGNETICO

← FRECUENCIA Y ENERGÍA

RAYOS COSMICOS	RAYOS GAMMA	RAYOS X	U.V.	ESPECTRO VISIBLE	I.R.	MICRO ONDAS	T-V	RADIO
.00001 nm		1nm	10nm	400nm 700nm	1500nm	.01ft	1ft	100ft
LONGITUD DE ONDA →								
0 Å = 1 nanómetro (nm)								

TEORIA CUANTICA
ECUACION DE PLANCK

El físico alemán Max Planck supuso que la energía radiante no viaja en forma continua, sino que es emitida en forma de pequeños paquetes individuales de energía llamados cuantos o fotones.

Esta idea de que la energía radiante está cuantizada es la base fundamental de la teoría cuántica.

También estableció que la cantidad de energía de un fotón es directamente proporcional a la frecuencia de la luz. La fórmula que representa esta relación es:

$$E = h\nu$$

Donde E = energía, ν = la frecuencia y h = es la constante de Planck, tiene un valor de 6.63×10^{-27} erg-seg. El erg es una unidad de energía.

TEORIA DE BOHR

Bohr supuso que los electrones pueden absorber o emitir energía en cantidades enteras de fotones o sea puede emitir 2, 3, 4 ó más fotones pero no fracciones de ellos.

Bohr observó el espectro del hidrógeno, y vió que la energía emitida sigue un patrón. Para explicar el hecho de que muestras

de un mismo elemento (excitado) siempre emiten las mismas longitudes de onda, propuso una teoría conocida como: La Teoría de Bohr.

1°.- Da a conocer la existencia de niveles de energía y explica que un átomo puede tener 1, 2, 3 órbitas o niveles de energía que designaremos con la letra "n" y cada nivel tiene energía diferente.

2°.- Mientras un electrón permanece en una cierta órbita o estado estacionario no gana ni pierde energía.

3°.- Cuando un electrón salta de un nivel o estado estacionario a otro, ese cambio va acompañado con la absorción o emisión de una cierta cantidad de energía, cantidad igual a la diferencia de energías que hay entre la órbita donde estaba y a la que saltó el electrón.

Bohr se basó en los trabajos de Dalton, Thomson, Rutherford, etc. y conservó algunas ideas anteriores para estructurar su modelo atómico que se basa en lo siguiente:

- El átomo es una esfera compacta.
- Los electrones giran alrededor del núcleo.
- Los electrones giran en órbitas estacionarias o niveles definidos de energía.
- Los niveles se encuentran a distancias precisas.
- Cada nivel tiene una energía diferente.

También comparaba el ascenso de una persona por los peldaños de una escalera, donde los pies serían los electrones y los peldaños los niveles de energía, donde se puede observar que los pies no se pueden sostener en el espacio que hay entre dos pel-

5, como el electrón en el átomo, no puede estar en medio de niveles de energía.



NATURALEZA ONDULATORIA DE LA MATERIA
COMPORTAMIENTO DUAL DE LA MATERIA

Antes de que Planck postulara su teoría de la cuantización de energía radiante, se aceptaba que la energía viajaba como onda y que la materia no tenía características de onda.

En 1924, el físico francés Louis de Broglie relacionó las fórmulas de energía de Planck y la de Einstein donde relaciona la materia y la energía:

$$E = h\nu$$

$$E = mc^2$$

substituyendo ν por $\frac{v}{\lambda}$ y c^2 por v^2 por ser velocidad las dos

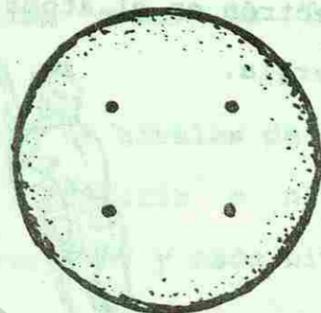
tuvo:
$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

de h = constante de Planck, m = masa de una partícula en movimiento y v = velocidad de esa partícula.

Con esta ecuación de Broglie deduce que si la masa de una partícula en movimiento es grande, su longitud de onda es muy



MODELO DE DALTON

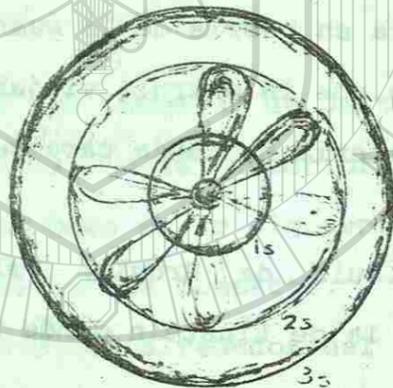


MODELO DE THOMSON

MODELO DE RUTHERFORD



MODELO DE BOHR



MODELO ACTUAL

MODELOS ATOMICOS

pequeña y en algunos casos despreciable; pero si la masa es muy poca la longitud de onda es grande y se comportará más como onda y no como partícula; como lo hace el electrón en el átomo, que no respeta las leyes de la física clásica (Newtoniana).

El comportamiento de la materia como partícula se ejemplifica con la trayectoria que sigue un proyectil de plomo (bala) al ser disparado, o la de un balón de futbol al que se le ha pateado con gran fuerza, en ambos casos la materia se comporta como partícula y no se observa un movimiento ondulatorio (o es despreciable); en cambio, si se deja caer un trozo pequeño de papel o una pluma de ave de una altura de 10 metros, por su poca masa y poca velocidad tendrán un comportamiento ondulatorio.

MODELO DE LA MECANICA CUANTICA

Muchos investigadores han contribuido al campo de estudio de la mecánica-cuántica, Bohr con los niveles de energía o número cuántico principal, Planck con la teoría cuántica de la radiación, Sommerfeld al proponer la existencia de órbitas elípticas; pero los desarrollos se les adjudican a Heisenberg y Schrödinger, estos investigadores en sus estudios utilizaron los conceptos de de Broglie, para explicar el comportamiento ondulatorio del electrón y su energía.

Todos estos estudios dieron como resultado el actual modelo atómico conocido como "modelo de la mecánica-cuántica".

Este modelo establece que existen cuatro números cuánticos, que son: el número cuántico principal, número cuántico azimutal o secundario, número cuántico magnético y número cuántico spin. Estos se representan con las letras n,l,m,s. Estos números cuánticos dan una descripción completa del comportamiento de los electrones en el átomo.

El número cuántico principal (n): da a conocer el nivel de energía donde se encuentra el electrón y tiene valores de: n=1, 2, 3, 4, 5, 6, 7.

El número cuántico azimutal u orbital (l): indica la forma del orbital alrededor del núcleo y se representa con los valores desde 0 hasta n-1. Es decir que su valor será de 0 hasta un número menos que el número cuántico principal. También puede representarse con las letras s, p, d, f.

El número cuántico magnético (m): representa la orientación de los orbitales en el espacio. El valor del número cuántico magnético es desde -l (menos ele) hasta +l (mas ele), incluyendo el 0. Cabe agregar que en cada número cuántico magnético pueden existir dos electrones.

Ejemplos: a) para n = 1

$$n = 1 \quad l = 0 \quad m = 0$$

b) para n = 2

$$n = 2 \quad l = 0 \quad m = 0$$

$$l = 1 \quad m = -1, 0, 1$$

El número cuántico spin (s): da a conocer el giro del electrón y tiene valores de $+\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$ por cada número cuántico magnético. Ejemplo: para n = 3

$$n = 3 \quad l = 0 \quad m = 0 \quad s = +\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$$

$$l = 1 \quad m = -1, 0, 1 \quad s = 3(+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2})$$

$$l = 2 \quad m = -2, -1, 0, 1, 2 \quad s = 5(+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2})$$

Esto indica que en el tercer nivel pueden existir 18 electrones.

EJERCICIO

Determinar los cuatro números cuánticos para el fósforo, cuyo número atómico es 15.

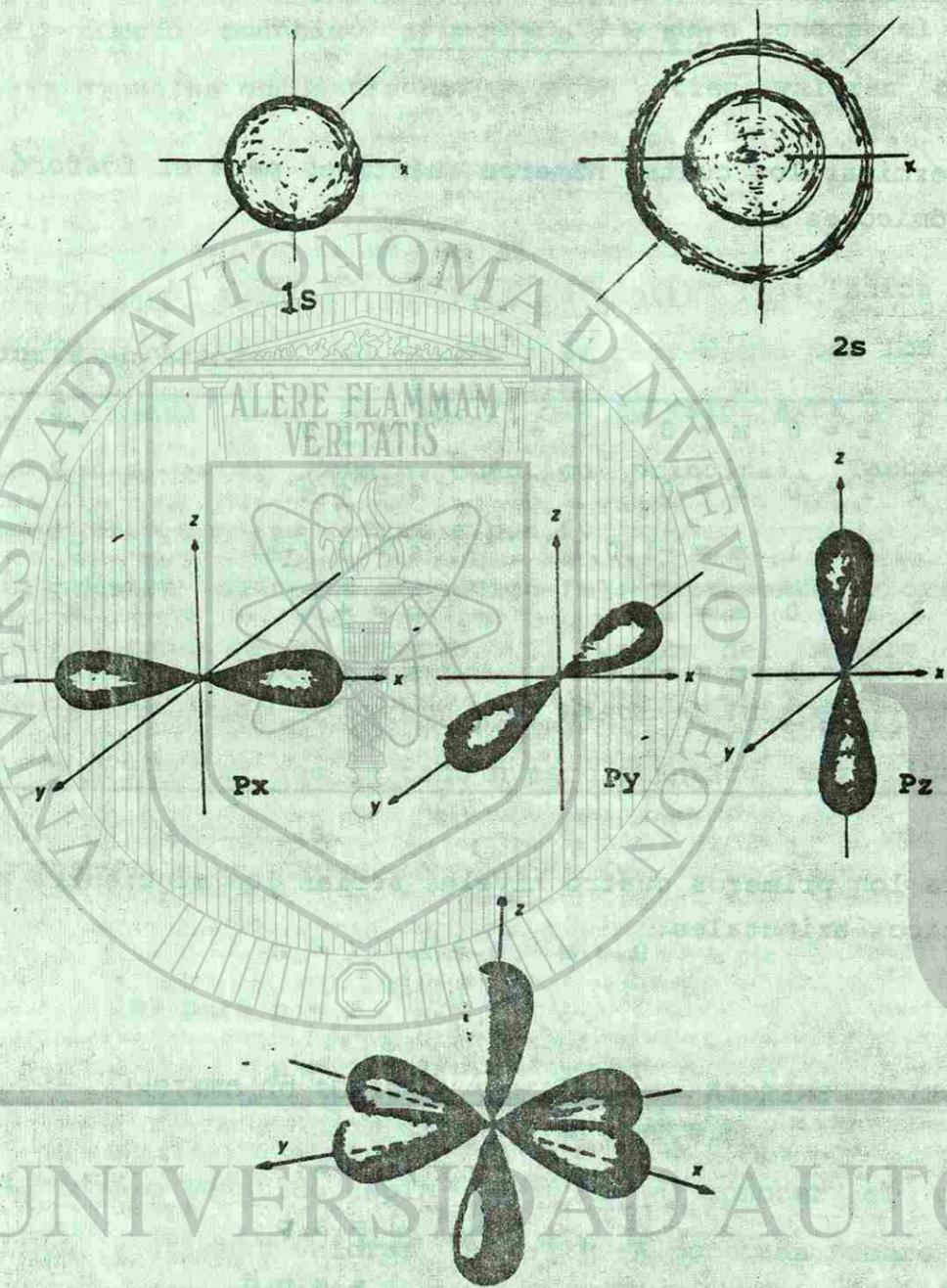
n	l	m	s	total de electrones	
n = 1	l = 0	m = 0	s = $+\frac{1}{2}$	s ²	
n = 2	l = 0	m = 0	s = $+\frac{1}{2}$	s ²	
			l = 1, m = -1, 0, 1	s = 3 ($+\frac{1}{2}$)	p ⁶
n = 3	l = 0	m = 0	s = $+\frac{1}{2}$	s ²	
			l = 1, m = -1, 0, 1	s = $+\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$	p ³
			l = 2		

Para los primeros cuatro niveles serían los siguientes números cuánticos azimutales:

NIVEL DE ENERGIA

TIPOS DE ORBITAL

n = 1	l = s
n = 2	l = s, p
n = 3	l = s, p, d
n = 4	l = s, p, d, f



ORBITAL P

ORBITALES

PRINCIPIOS IMPORTANTES EN LA TEORIA DE LA MECANICA-CUANTICA

a) Principio de Incertidumbre de Heisenberg: Establece que no se puede saber la posición ni la velocidad de un electrón en un momento dado.

b) Principio de Exclusión de Pauli: Establece que no es posible que existan en el átomo dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales, por lo menos es diferente el "spin".

c) Principio de la Máxima Multiplicidad: Establece que los electrones van llenando orbitales del mismo nivel de energía, antes de que ocurra el acoplamiento de electrones del mismo orbital.

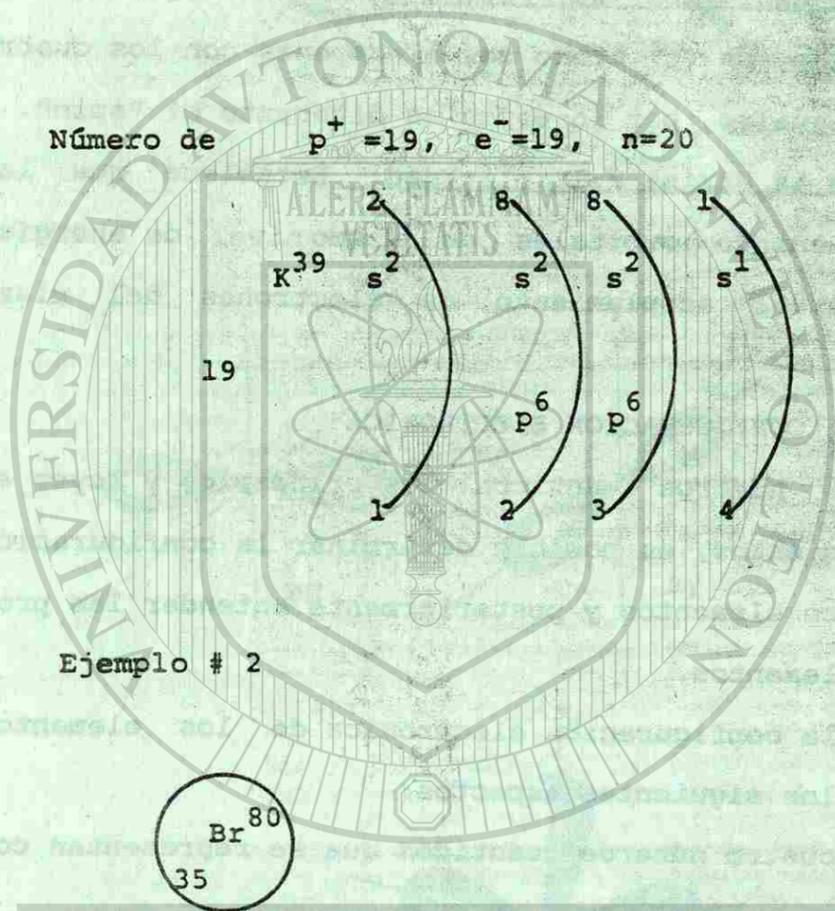
CONFIGURACION ELECTRONICA

Conociendo los números cuánticos, los principios y leyes en los cuales se basan éstos, es posible determinar la configuración electrónica de los elementos y posteriormente entender las propiedades de esos elementos.

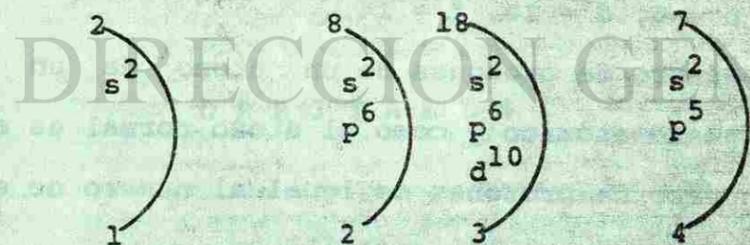
Para realizar la configuración electrónica de los elementos se deben recordar los siguientes aspectos:

- 1.- Existen cuatro números cuánticos que se representan con las letras n, l, m, s.
- 2.- El número cuántico azimutal (l) toma los valores de 0, 1, 2, 3, y estos valores se representan con las letras s, p, d, f.
- 3.- El número de electrones que puede tener cada orbital es de: s = 2, p = 6, d = 10, f = 14.
- 4.- El número de protones de un átomo de un elemento nos indica el número atómico y como el átomo normal es eléctricamente neutro el número de protones es igual al número de electrones.

Tomando en cuenta estos conocimientos sobre la configuración electrónica, podemos elaborar un modelo atómico, en este caso el del potasio.

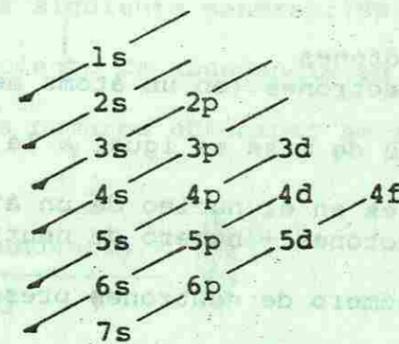


Por definición el número de $p^+ = 35, e^- = 35, n = 45$

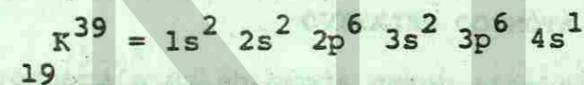


70

Para realizar la configuración usaremos el siguiente cuadro en la resolución de varios ejercicios. Dicha configuración se basa en el principio de máxima multiplicidad.



Ejemplo # 1

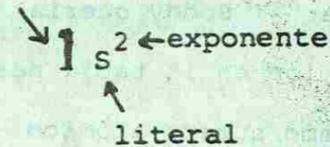


Por definición: $p^+ = 19 \quad e^- = 19 \quad \frac{+}{n} = 20$

En este ejercicio podemos observar lo siguiente:

- El coeficiente nos da a conocer el nivel o número cuántico principal.
- La literal es el tipo de orbital.
- El exponente nos da a conocer el número de electrones.

Coeficiente



NÚMERO ATÓMICO Y NÚMERO MÁSCICO

El número atómico (Z) está determinado por el número de protones presentes en el núcleo del átomo y cuando ese átomo es neutro, significa que el número de protones es igual al número de electrones.

Z = número de protones

Z = número de electrones (en un átomo neutro)

El número másico (A) o número de masa es igual a la suma de protones y neutrones presentes en el núcleo de un átomo.

A = número de protones + número de neutrones

Si se quiere determinar el número de neutrones presentes en un átomo, basta con restar el número atómico al número másico.

Número de neutrones = A - Z

PESO ATÓMICO RELATIVO

El peso atómico es la masa de un átomo de un elemento con relación a la masa de un átomo de otro elemento utilizado como patrón o estándar.

En la actualidad para comparar los pesos de los átomos se utiliza como patrón el isótopo del carbono 12, que se le asigna un peso igual a 12.00 uma. Una unidad de masa atómica (uma) se define como la doceava parte del peso de un átomo de carbono 12.

PESO ATÓMICO PROMEDIO

Como ya se dijo, los átomos de un mismo elemento que difieren en peso se llaman ISÓTOPOS. Este término fue propuesto por Soddy en 1911 y significa "mismo lugar"; Soddy quería indicar que estos átomos ocupan la misma posición en la tabla periódica de los elementos, porque tienen el mismo número atómico.

En los elementos en que existen isótopos en forma natural (se han hecho isótopos en laboratorios), el peso atómico se determina haciendo el promedio ponderado de las masas de los isótopos naturales; esto es igual que hacer el promedio de alguna asignatura, el cálculo se hace de la siguiente manera: Se multiplica la masa del isótopo por su por ciento de abundancia en la naturaleza dividida entre 100 y los números obtenidos se suman para obtener el promedio ponderado.

$$\text{Peso} \times \frac{\% \text{ de abundancia}}{100} =$$

Ejemplo: El cloro tiene dos isótopos cuyas masas son igual a 34.96885 y 36.9659 y los porcentajes de abundancia en la naturaleza son: 75.53% y 24.47% respectivamente.

Cálculo:

$$34.96885 \times \frac{75.53}{100} = 26.411972$$

$$36.9659 \times \frac{24.47}{100} = 9.045555$$

$$\underline{35.457527} = \text{Peso Atómico}$$

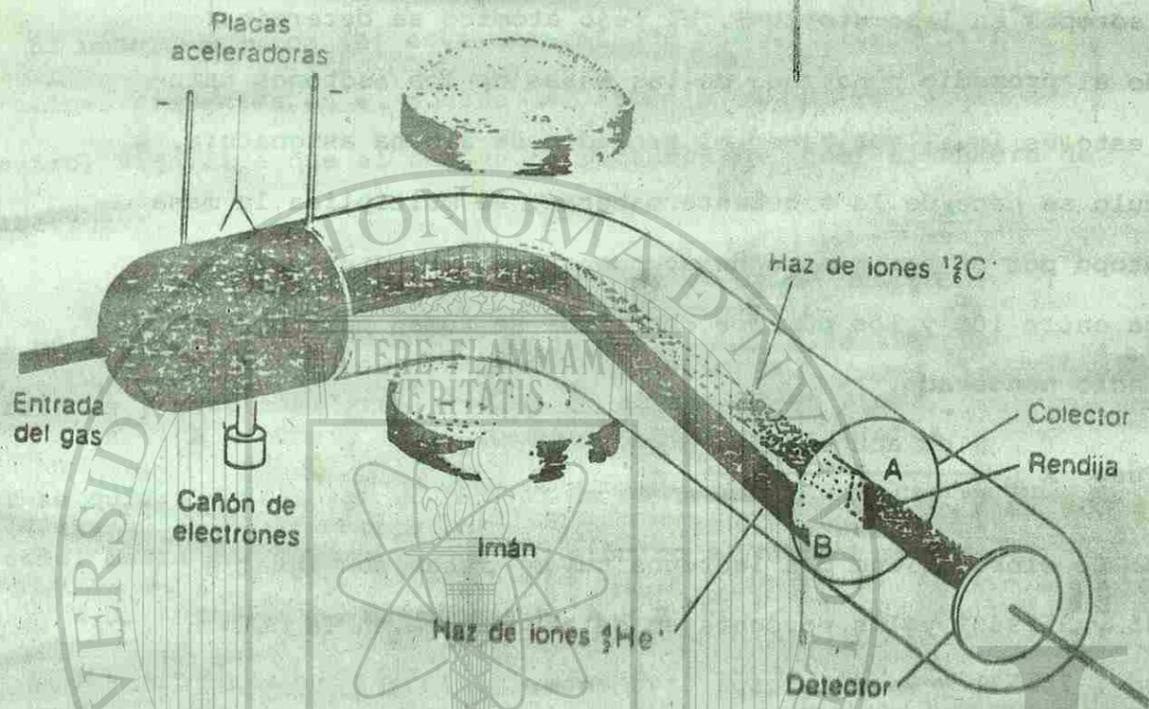


Diagrama del Espectrómetro de masas. En él se ionizan moléculas gaseosas y se aceleran con un campo eléctrico, después se pasan a través de un campo magnético y se observa que las partículas más ligeras son desviadas más que las más pesadas.

TAMAÑOS DE ÁTOMOS Y PARTICULAS ATÓMICAS

Diámetro del átomo de hidrógeno (el átomo más pequeño)	$1 \times 10^{-10} \text{ m}$
Diámetro del protón	$1 \times 10^{-15} \text{ m}$

El tamaño de los átomos van desde 1 a 5 Angströms (Å)
 $1 \text{ Å} = 1 \times 10^{-10} \text{ m}$

MASAS DE PARTICULAS ATÓMICAS

NOMBRE	MASA (g)	MASA (uma)	SÍMBOLO	CARGA REL.
Protón	1.6726×10^{-24}	1.0073	p ⁺	1+
Electrón	9.1088×10^{-28}	0.00054858	e ⁻	1-
Neutrón	1.6749×10^{-24}	1.0087	n	0

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

REGISTRADO

TABLA PERIÓDICA

The periodic table grid shows the following elements marked with asterisks (*):

- Group 16, Period 4: S, Se, Te, Po
- Group 17, Period 4: Br, I, At, Ts
- Group 18, Period 4: Kr, Xe, Rn, Og

19.- Es la distribución de las longitudes de onda de la luz proveniente de una fuente de emisión.

- 0) Espectro de Emisión 1) Número cuántico por Spin
 2) Principio de incertidumbre de Heisenberg 3) Número cuántico principal

20.- Corresponde a la Ecuación de Planck.

- 0) $E = h\nu$ 1) $E = h$
 2) $E = \frac{h}{\nu}$ 3) $E = \frac{v}{h}$

IV.- RELACIONA LAS 2 COLUMNAS, ESCRIBIENDO EN EL ESPACIO DE RESPUESTAS EL NUMERO QUE CORRESPONDA A LA RESPUESTA CORRECTA.

21.- Es el número cuántico que describe la orientación y el giro electrónico. 0) Número cuántico principal.

22.- Es el número que determina al nivel donde se encuentra el electrón. 1) Número cuántico por Spin.

23.- Establece que no se puede saber la posición ni la velocidad de un electrón, en un momento determinado. 2) Principio de Incertidumbre de Heisenberg.

24.- Cuando se asignan electrones a los átomos, y existen varios orbitales disponibles -- del mismo tipo, se coloca un solo orbital antes de permitir el apareamiento del electrón. 3) Principio de la máxima multiplicidad

T R I A D A S

Primer Elemento	Segundo Elemento	Tercer Elemento	Cuarto Elemento
Cromo = 24	Bromo = 35	Yodo = 53	Plomo = 82
Aluminio = 13	Cloro = 17	Mercurio = 80	Plata = 78
Hidrógeno = 1	Sodio = 11	Plata = 78	Mercurio = 80
Calcio = 20	Fluor = 9	Mercurio = 80	Plata = 78
Níquel = 28	Ouro = 79	Mercurio = 80	Plata = 78
Cobalto = 27	Ouro = 79	Mercurio = 80	Plata = 78
Cromo = 24	Bromo = 35	Yodo = 53	Plomo = 82

UNIDAD IV

PERIODICIDAD

Al término de la unidad, el alumno utilizará la tabla periódica como fuente de información de las propiedades periódicas de los elementos.

19.- Es la distribución de las longitudes de onda de la luz proveniente de una fuente de emisión.

- 0) Espectro de Emisión 1) Número cuántico por Spin
 2) Principio de incertidumbre de Heisenberg 3) Número cuántico principal

20.- Corresponde a la Ecuación de Planck.

- 0) $E = h\nu$ 1) $E = h$
 2) $E = \frac{h}{\nu}$ 3) $E = \frac{v}{h}$

IV.- RELACIONA LAS 2 COLUMNAS, ESCRIBIENDO EN EL ESPACIO DE RESPUESTAS EL NUMERO QUE CORRESPONDA A LA RESPUESTA CORRECTA.

- 21.- Es el número cuántico que describe la orientación y el giro electrónico. 0) Número cuántico principal.
- 22.- Es el número que determina al nivel donde se encuentra el electrón. 1) Número cuántico por Spin.
- 23.- Establece que no se puede saber la posición ni la velocidad de un electrón, en un momento determinado. 2) Principio de Incertidumbre de Heisenberg.
- 24.- Cuando se asignan electrones a los átomos, y existen varios orbitales disponibles -- del mismo tipo, se coloca un solo orbital antes de permitir el apareamiento del electrón. 3) Principio de la máxima multiplicidad

T R I A D A S

Primer Elemento	Segundo Elemento	Tercer Elemento	Respuesta
Cromo = 24	Argón = 18	Vanadio = 23	1
Aluminio = 13	Helio = 2	Cloro = 17	2
Litio = 3	Sodio = 11	Fluor = 9	3
Calcio = 20	Neon = 10	Carbono = 6	4
Níquel = 28	Oxígeno = 8	Yodo = 53	5
Cobalto = 27	Fluor = 9	Mercurio = 80	6

UNIDAD IV

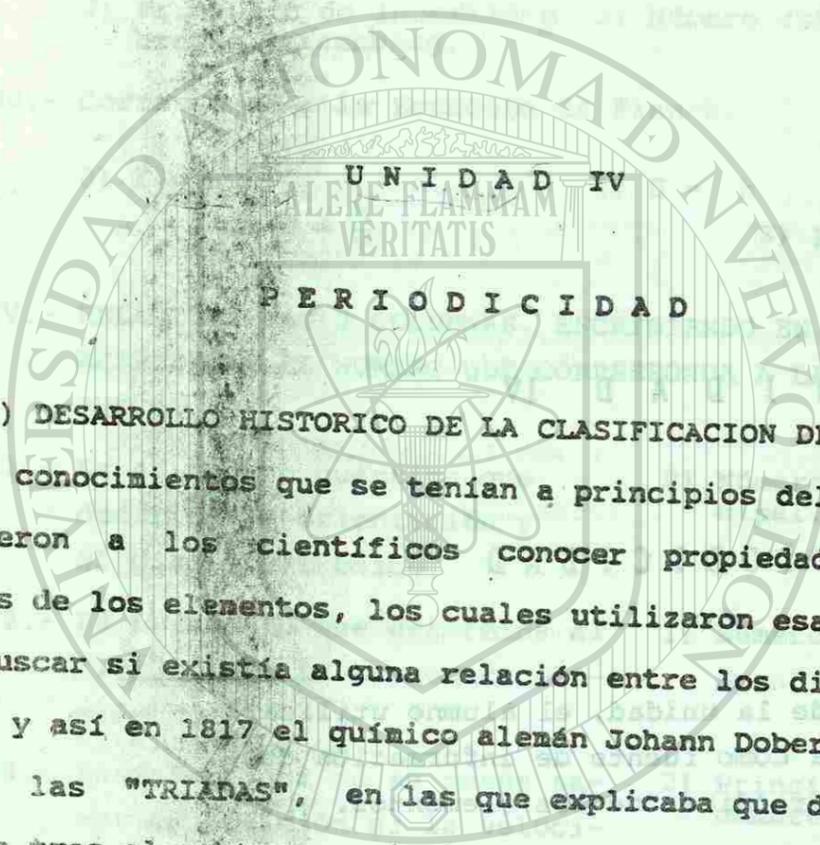
PERIODICIDAD

Al término de la unidad, el alumno utilizará la tabla periódica como fuente de información de las propiedades periódicas de los elementos.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS





a) DESARROLLO HISTORICO DE LA CLASIFICACION DE LOS ELEMENTOS.

Los conocimientos que se tenían a principios del Siglo pasado permitieron a los científicos conocer propiedades físicas y químicas de los elementos, los cuales utilizaron esas propiedades para buscar si existía alguna relación entre los diferentes elementos, y así en 1817 el químico alemán Johann Dobereiner dió a conocer las "TRIADAS", en las que explicaba que dentro de cada grupo de tres elementos semejantes entre sí, las propiedades se repiten y que la variación de la masa atómica entre ellos es casi constante.

Dobereiner observó que la masa atómica del estroncio es casi igual al promedio entre las masas de el calcio y el bario, con lo que dedujo que las propiedades del estroncio serían similares a las del calcio y bario y formó la primera de las triadas; después él y otros químicos encontraron más triadas. Ver tabla.

T R I A D A S			Promedio del primero y tercer elemento
Primer Elemento	Segundo Elemento	Tercer Elemento	
Cloro = 35.5	Bromo = 80	Yodo = 127	$(35.5 + 127) \div 2 = 81$
Azufre = 32	Selenio = 79	Teluro = 127.5	$(32 + 127.5) \div 2 = 80$
Litio = 7	Sodio = 23	Potasio = 39	$(7 + 39) \div 2 = 23$
Calcio = 40	Estroncio = 88	Bario = 137	$(40 + 137) \div 2 = 88.5$
Níquel = 59	Cobre = 63	Zinc = 65	$(59 + 65) \div 2 = 62$
Osmio = 191	Iridio = 193	Platino = 195	$(191 + 195) \div 2 = 193$

En 1863 el químico inglés John Newlans dió a conocer la Ley de las Octavas, la cual consistía en ordenar los elementos de acuerdo a su masa atómica, ya que consideró que las propiedades físicas y químicas se repetían en intervalos de ocho elementos.

1a. Octava	Litio	Berilio	Boro	Carbono	Nitrógeno	Oxígeno	Flúor
2a. Octava	Sodio	Magnesio	Aluminio	Silicio	Fósforo	Azufre	Cloro
3a. Octava	Potasio	Calcio	Escandio	Titanio	Vanadio	Cromo	Manganeso.

LEY DE LAS OCTAVAS

En 1869 Dimitri Mendeleev en Rusia y Lothar Meyer en Alemania, elaboraron por separado Tablas Periódicas donde se encontraban las propiedades físicas y químicas de los elementos.

Mendeleev hasta pronosticó propiedades de elementos que todavía no se conocían en su época, por lo que dejó huecos para cuando se descubrieran éstos.

Estos científicos observaron que las propiedades físicas y químicas de los elementos variaban en forma periódica, a esto se le llama Ley Periódica. A los dos se les atribuye la Ley Periódica; aunque la mayoría de los autores se la reconocen a Mendeleev. Esta Ley Periódica estaba basada en los pesos atómicos de los elementos, pero con el descubrimiento de los isótopos en 1910 ya fue inoperante.

Al acomodar los elementos en base a los pesos atómicos, había algunos que quedaban fuera, porque no tenían lugar en la tabla; pero este problema fue solucionado cuando se desarrolló el concepto de número atómico. Por lo que la actual Tabla Periódica está en función de el número atómico de los elementos.

LEY PERIODICA

La Ley Periódica establece que las propiedades de los elementos y sus compuestos, son funciones periódicas del número atómico de los elementos.

Esto significa que si acomodamos los elementos por su número atómico, encontraremos que las propiedades químicas y físicas se repiten con un cierto orden (período).

REIHEN	GRUPPE I R ² O	GRUPPE II RO	GRUPPE III R ² O ³	GRUPPE IV RH ⁴ RO ²	GRUPPE V RH ³ R ² O ⁵	GRUPPE VI RH ² RO ³	GRUPPE VII RH R ² O ⁷	GRUPPE VIII RO ⁴
1	H = 1							
2	Li = 7	Be = 9,4	B = 11	C = 12	N = 14	O = 16	F = 19	
3	Na = 23	Mg = 24	Al = 27,3	Si = 28	P = 31	S = 32	Cl = 35,5	
4	K = 39	Ca = 40	-- = 44	Ti = 48	V = 51	Cr = 52	Mn = 55	Fe = 56, Co = 59, Ni = 59, Cu = 63
5	(Cu = 63)	Zn = 65	-- = 0,68	-- = 72	As = 75	Se = 78	Br = 80	Ru = 104, Rh = 104, Pd = 106, Ag = 108
6	Rb = 85	Sr = 87	?Yt = 88	Zr = 90	Nb = 94	Mo = 96	-- = 100	
7	(Ag = 108)	Cd = 112	In = 113	Sn = 118	Sb = 122	Te = 125	J = 127	
8	Cs = 133	Ba = 137	?Di = 138	?Ce = 140	Ta = 182	W = 184		Os = 195, Ir = 197, Pt = 198, Au = 199
9	(-)		?Er = 178	?La = 180				
10								
11	(Au = 199)	Hg = 200		Pb = 207	Bi = 208	U = 240		
12				Th = 231				

Primera tabla periódica de Mendeleev (1872). J es el símbolo alemán del yodo.

Posteriormente se estudiaron las propiedades y características semejantes que tienen los elementos de un mismo grupo o familia, el comportamiento periódico de los elementos y la relación que hay de éstas con la estructura atómica de los elementos.

TABLA PERIODICA

La tabla periódica, se divide en hileras verticales y horizontales. Las verticales indican los grupos o familias y las horizontales los periodos.

Los elementos están agrupados en elementos representativos o Grupos A (aquí se incluyen los gases nobles), elementos de transición o Grupos B y los elementos de transición interna que se dividen en dos series que son: Lantánidos y Actínidos.

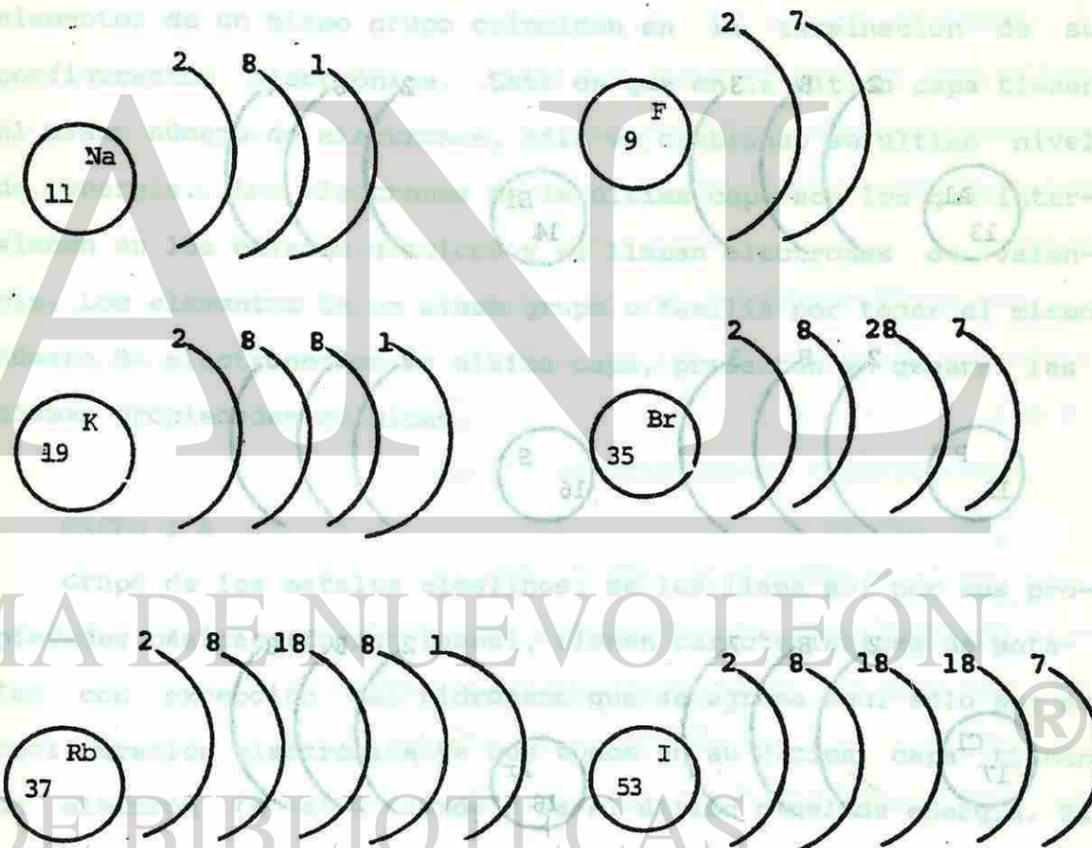
En los elementos representativos o grupos A, su capa externa es un orbital "s" o "p" y su último nivel de energía no está completo, sólo los gases nobles tienen su último nivel completo por lo que algunas tablas periódicas lo nombran grupo 0 y no grupo VIII A.

Los elementos de transición o grupos B, se llaman de transición porque sus propiedades son intermedias, entre los formadores de bases de la izquierda y los formadores de ácidos de la derecha de la tabla periódica, su última capa es un orbital "d" excepto el grupo II B (Zn, Cd, Hg) que terminan en un orbital "s", pero se acomodan con los grupos B por sus propiedades que son similares a las de los elementos de transición.

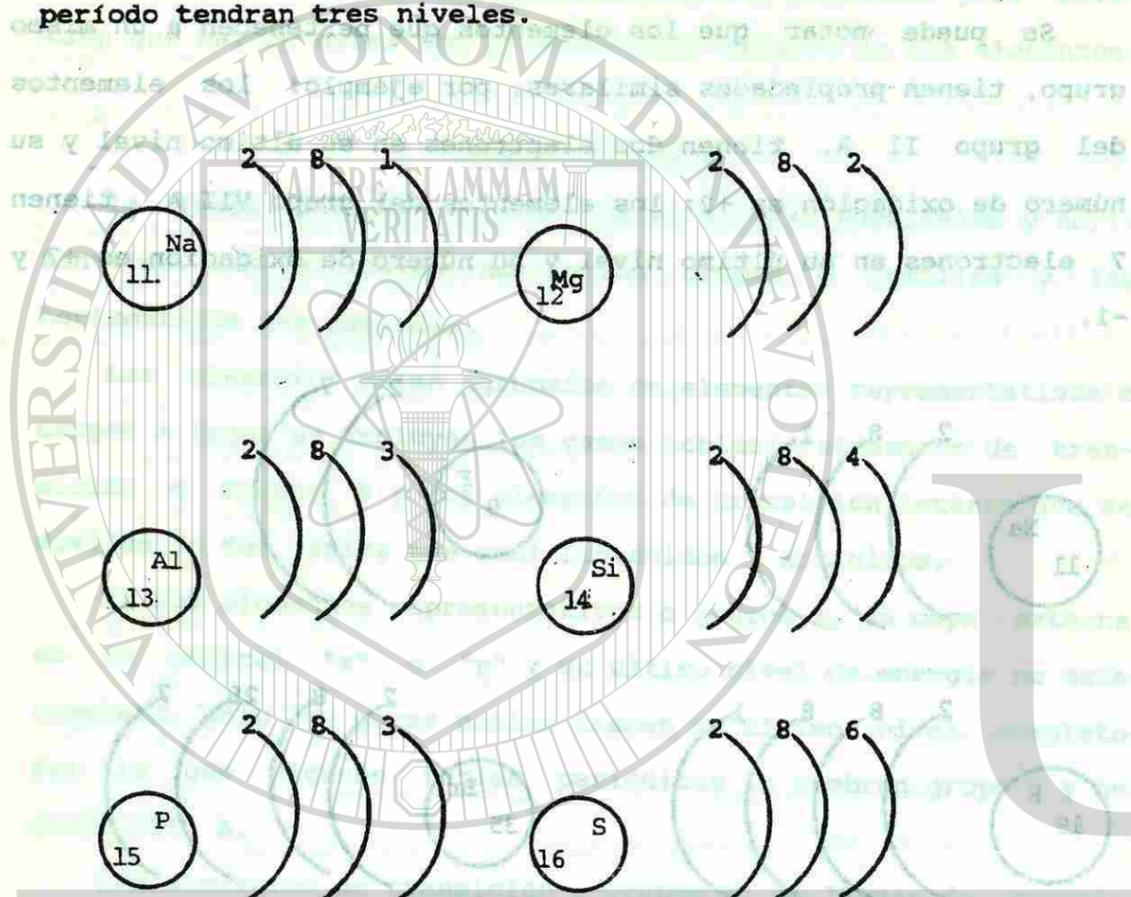
Actualmente encontramos tablas periódicas que nos proporcionan gran cantidad de datos sobre cada uno de los elementos

como: símbolo, número atómico, número de masa, peso atómico, electronegatividad, punto de fusión, punto de ebullición, configuración electrónica, división entre metales y no metales.

Se puede notar que los elementos que pertenecen a un mismo grupo, tienen propiedades similares, por ejemplo: los elementos del grupo II A, tienen dos electrones en su último nivel y su número de oxidación es +2; los elementos del grupo VII A, tienen 7 electrones en su último nivel y su número de oxidación es +7 y -1.



También podemos observar que los elementos que se encuentran en el mismo período tienen el mismo número de niveles de energía, por ejemplo: Todos los elementos que se encuentran en el tercer período tendrán tres niveles.



Se pueden predecir fácilmente las configuraciones electrónicas de los elementos representativos, pero no es tan fácil predecir las configuraciones de los elementos de los grupos B, sobre todo del cuarto período en adelante, ya que presentan algunas irregularidades donde un electrón de un orbital, pasa a otro orbital de otro nivel pero de energía parecida. Esto es más común en los elementos más pesados.

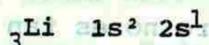
En la tabla periódica también se proporcionan las configuraciones electrónicas de los elementos y podemos observar como los elementos de un mismo grupo coinciden en la terminación de su configuración electrónica. Esto es que en la última capa tienen el mismo número de electrones, sólo va cambiando su último nivel de energía. Los electrones de la última capa son los que intervienen en los enlaces químicos y se llaman electrones de valencia. Los elementos de un mismo grupo o familia por tener el mismo número de electrones en su última capa, presentan en general las mismas propiedades químicas.

GRUPO I A

Grupo de los metales alcalinos, se les llama así por sus propiedades básicas (forman bases), tienen características de metales con excepción del hidrógeno que se agrupa aquí sólo por su configuración electrónica ya que todos en su última capa tienen un electrón (ns^1) donde n es el último nivel de energía. El hidrógeno es gas y no es metal.

Son muy activos químicamente, reaccionan fuertemente con el agua.

Configuración electrónica del Grupo I A:

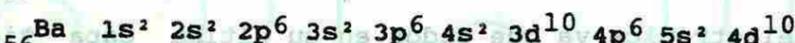
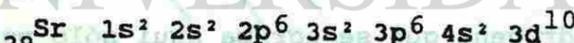
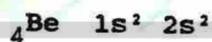


GRUPO II A

Grupo de los metales alcalinotérreos, así se les nombra por sus propiedades alcalinas y por haber encontrado algunos de ellos en depósitos minerales, a los que anteriormente se les llamaba tierras.

Son menos reactivos que los elementos del Grupo I A, estos elementos tienen en su última capa dos electrones, todos son ($n s^2$).

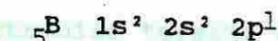
Configuración electrónica del Grupo II A



GRUPO III A

El grupo del boro y aluminio, son metales con excepción del boro que es un no metal, el elemento más importante es el aluminio. Estos elementos tienen en su capa externa tres electrones y su configuración electrónica termina en ($n s^2 n p^1$).

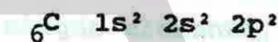
Algunas configuraciones electrónicas del Grupo III A:



GRUPO IV A

El grupo del carbono, tienen cuatro electrones en su último nivel de energía y su configuración electrónica termina en ($n s^2 n p^2$), el carbono forma muchísimos compuestos por lo que se estudian por separado en la Química Orgánica.

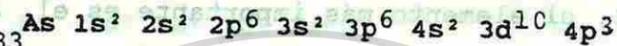
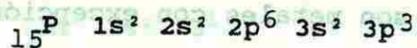
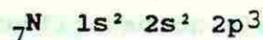
Algunas configuraciones electrónicas del Grupo IV A:



GRUPO V A

Grupo del nitrógeno, en este grupo los elementos más importantes son los no metales nitrógeno y fósforo, ya que son vitales para las plantas y animales. El nitrógeno es un gas y se encuentra en la atmósfera como molécula diatómica, N_2 . En su capa mas externa tienen cinco electrones y su configuración electrónica termina en ($n s^2 n p^3$).

Configuración electrónica del Grupo V A:

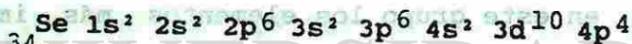


GRUPO VI A Calcógenos

Grupo del oxígeno, los elementos más importantes de este grupo son los no metales oxígeno y azufre. El oxígeno es un elemento muy abundante en la naturaleza, ya que se encuentra combinado en el agua y libre en la atmósfera como molécula diatómica, O_2 . Como se sabe, aparte de abundante es necesario para la vida.

Los elementos de este grupo tienen en su último nivel seis electrones y la terminación de su configuración electrónica es $(n s^2 n p^4)$.

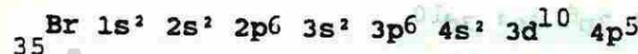
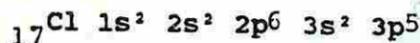
Algunas configuraciones electrónicas del Grupo VI A:



GRUPO VII A

Grupo de los "halógenos", que significa formadores de sales, ya que se combinan con los metales y dan como producto una sal, un ejemplo es el NaCl , cuyo nombre químico es cloruro de sodio y el nombre común es sal (la sal de mesa que todos conocemos). Todos los halógenos son muy activos químicamente. Estos elementos tienen en su último nivel siete electrones y su configuración electrónica termina en $(n s^2 n p^5)$.

Algunas configuraciones electrónicas del Grupo VII A:



GRUPO VIII A

Son llamados gases nobles, o gases raros; por mucho tiempo se les llamó gases inertes, porque se pensaba que no reaccionaban con ningún elemento, pero se ha encontrado que el xenón y radón reaccionan con el flúor y el oxígeno.

En este grupo se encuentra el helio cuya configuración electrónica es $1s^2$ (como el grupo II A), pero por sus propiedades químicas se colocó en este grupo que tiene su último nivel completo con ocho electrones, terminando su configuración electrónica en $(n s^2 n p^6)$.

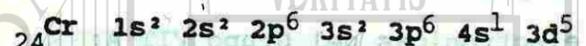
El helio tienen su único nivel de energía completo con dos electrones, a diferencia con los elementos del grupo II A que no tienen lleno su último nivel, esta diferencia hace que el comportamiento de el helio y los elementos del grupo II A sea muy

distinto.

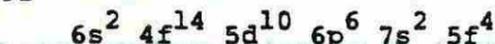
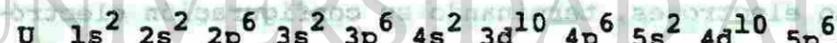
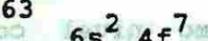
Algunas configuraciones electrónicas del Grupo VIII A



Algunas configuraciones electrónicas de los elementos de transición o grupos B:



Algunas configuraciones electrónicas de los elementos de transición interna: Lantánidos y Actínidos.



REPRESENTACION DE PUNTOS DE LEWIS

En la tabla IV - 1, se observan los diagramas de puntos de Lewis, de los elementos representativos. Los electrones que hay en la capa externa de los átomos, se representan por puntos y se indica si están o no apareados.

Esta representación es útil para ver la configuración y entender las valencias de los elementos.

GRUPO	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
e-	1	2	3	4	5	6	7	8*
H [•]								He ^{••}
Li [•]	Be ^{••}	B ^{••}	C ^{••}	N ^{••}	O ^{••}	F ^{••}	Ne ^{••}	
Na [•]	Mg ^{••}	Al ^{••}	Si ^{••}	P ^{••}	S ^{••}	Cl ^{••}	Ar ^{••}	
K [•]	Ca ^{••}	Ga ^{••}	Ge ^{••}	As ^{••}	Se ^{••}	Br ^{••}	Kr ^{••}	
Rb [•]	Sr ^{••}	In ^{••}	Sn ^{••}	Sb ^{••}	Te ^{••}	I ^{••}	Xe ^{••}	
Cs [•]	Ba ^{••}	Tl ^{••}	Pb ^{••}	Bi ^{••}	Po ^{••}	At ^{••}	Rn ^{••}	
Fr [•]	Ra ^{••}							

* El helio tiene 2 electrones en la capa externa del átomo.

Tabla IV - 1 Representación de puntos de Lewis.

METALES Y NO METALES

En la tabla periódica podemos observar que los elementos se dividen en Metales y No Metales, los cuales son separados por una línea quebrada que va desde el Boro hasta el Astatino. En algunas tablas los tiñen de diferente color. Los elementos de el lado izquierdo de la línea quebrada son los metales excepto el hidrógeno, y los de la derecha son no metales.

Los elementos adyacentes a la línea se llaman metaloides ya que tienen propiedades intermedias entre los metales y los no metales.

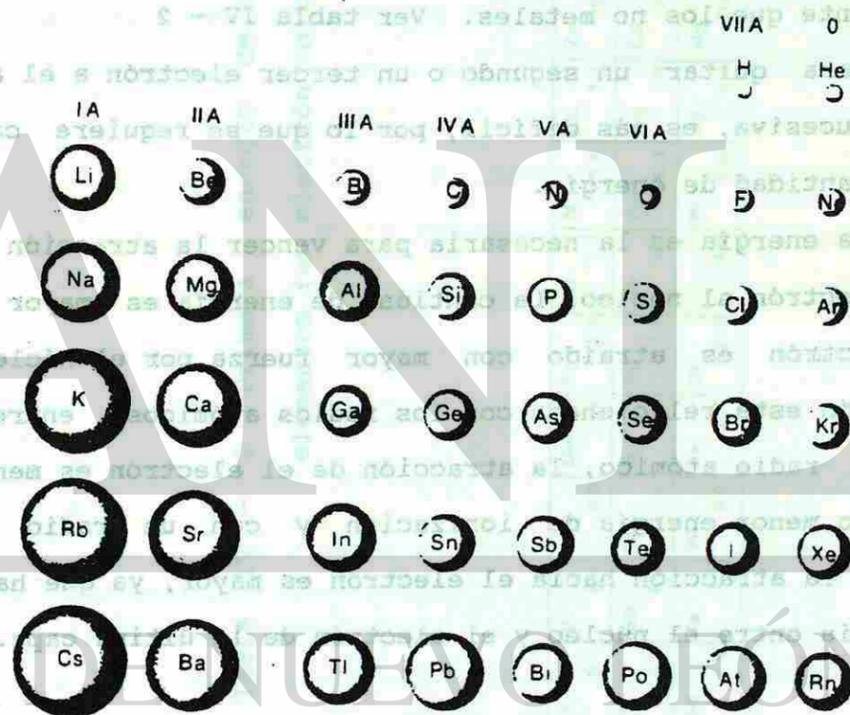
Comparando la configuración electrónica de los elementos en la tabla periódica, notamos que aquéllos que tienen características metálicas, generalmente presentan una configuración electrónica que termina en ns^1, s^2 , y np^1 , lo que da como resultado que los metales tengan 1, 2, ó 3 electrones en el último nivel. Aclaramos que esto es en general, porque a medida que aumenta el peso atómico en un grupo, aumentan sus características metálicas.

H																	He
2.2																	
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
0.9	1.5											2.0	2.5	2.8	3.3	4.0	
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
0.9	1.2											1.6	1.9	2.0	2.4	3.0	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
0.8	1.0	1.2	1.4	1.5	1.6	1.5	1.7	1.7	1.8	1.6	1.6	1.8	1.9	2.1	2.4	2.8	
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Te	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
0.8	0.9	1.6	1.2	1.3	1.7	1.3	1.4	1.8	1.7	1.5	1.5	1.6	1.8	1.8	2.0	2.4	
Cs	Ba	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
0.8	0.9	1.2	1.2	1.3	1.8	1.4	1.5	1.8	1.8	1.9	1.7	1.7	1.8	1.7	1.7	1.9	
Fr	Ra	**															
0.8	0.9																
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb				
1.0	1.0	1.1	1.1	1.0	1.1	1.0	1.1	1.1	1.1	1.1	1.1	1.1	1.0				
*Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md					
1.0	1.1	1.1	1.3	1.2	1.2	1.2		estimado				1.2					

RADIOS ATOMICOS

El tamaño del átomo depende de su entorno es decir de su interacción con los átomos vecinos. En la realidad no se puede definir con exactitud el tamaño de un átomo individual. En la figura de abajo se muestran los tamaños relativos de los átomos de los elementos representativos.

Se puede observar que el tamaño de los átomos aumenta de arriba hacia abajo y disminuye de izquierda a derecha.



Radios atómicos de los elementos representativos A y de los gases nobles. El hidrógeno es el más pequeño y el cesio el más grande. (Tomado de K.W. Whitten, K.A. Gailey, Química General, 1ª Ed. 1990, Mc Graw Hill).

AFINIDAD ELECTRONICA

Un átomo neutro que tiene un orbital incompleto, normalmente atrae electrones. Afinidad electrónica se define como la energía liberada cuando a un átomo gaseoso se le adiciona un electrón, formando un ión con carga negativa -1 (ANION).

Una alta afinidad electrónica (facilidad para formar un anión), generalmente es una propiedad no metálica, así como una baja energía de ionización (facilidad para formar un catión) es una propiedad metálica.

Hay muchos factores que hacen que la afinidad electrónica no varíe con la regularidad que lo hace la energía de ionización.



TABLA DE AFINIDAD ELECTRONICA

H 0.77							He -0.56
Li 0.58	Be -0.68	Be 0.16	C 1.25	N -0.29	O 1.47	F 3.45	Ne -1.03
Na 0.50	Mg 0.69	Al 0.33	Si 1.40	P 0.70	S 2.07	Cl 3.61	Ar --1.23
K 0.91	Ca 1.00						

ELECTRONEGATIVIDAD

La afinidad electrónica y la energía de ionización se refieren a átomos aislados. Pero también se requiere de una escala comparativa que relacione la capacidad de los elementos a atraer electrones cuando sus átomos se combinan. A la capacidad de un átomo de atraer hacia sí los electrones que comparte cuando está combinado con otro átomo, se llama electronegatividad.

Linus Pauling elaboró una tabla donde se dan a conocer los valores de electronegatividad de los elementos, en ella se pueden observar, que el elemento que tiene mayor electronegatividad es el flúor y los que tienen menos son el cesio y el francio. También se puede advertir como varía el valor de la electronegatividad en los grupos de la tabla periódica y en los elementos con características metálicas y no metálicas.

Se puede resumir esta variación así :La electronegatividad aumenta de abajo hacia arriba y de izquierda a derecha en la tabla periódica, hasta llegar al grupo VII sin incluir a los gases nobles ,porque éstos no se combinan generalmente y esta es una propiedad que se mide al estar combinados.

VALENCIA TRES

<u>NOMBRE</u>	<u>SIMBOLO</u>
Aluminio	Al ³⁺
Bismuto	Bi ³⁺
Fierro (III)	Fe ³⁺

VALENCIA CUATRO

<u>NOMBRE</u>	<u>SIMBOLO</u>	<u>NOMBRE DEL ANION</u>
Estaño (IV)	Sn ⁴⁺	estánico
Plomo (IV)	Pb ⁴⁺	plúmbico

NOTA: El número romano colocado entre paréntesis indica la Valencia.

ALGUNOS ANIONES CON SU VALENCIA

VALENCIA UNO

<u>NOMBRE</u>	<u>SIMBOLO</u>	<u>NOMBRE DEL ANION</u>
Bromo	Br ⁻	Bromuro
Cloro	Cl ⁻	Cloruro
Flúor	F ⁻	Fluoruro
Yodo	I ⁻	Yoduro

VALENCIA DOS

<u>NOMBRE</u>	<u>SIMBOLO</u>	<u>NOMBRE DEL ANION</u>
Oxígeno	O ²⁻	Oxido
Azufre	S ²⁻	Sulfuro

VALENCIA TRES

<u>NOMBRE</u>	<u>SIMBOLO</u>	<u>NOMBRE DEL ANION</u>
Nitrógeno	N ³⁻	Nitruro
Fósforo	P ³⁻	Fosfuro

El número de oxidación de los elementos lo podemos observar en la tabla periódica. En ella podemos notar que los números de oxidación de los elementos de un mismo grupo, generalmente son los mismos. Ejemplo:

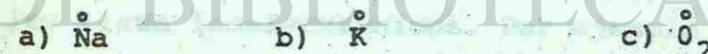
<u>GRUPO</u>	<u>NUMERO DE OXIDACION</u>
I A	+1
II A	+2
III A	+3
IV A	+4, -4
VA	-3, +5
VI A	-2, +4, +6
VII A	-1, +1, +3, +5, +7

También se puede advertir que los elementos de ciertos grupos tienen varios números de oxidación. Esto se debe básicamente al tipo de compuestos que se vana formar, según los elementos -- que intervengan en la formación de dichos compuestos.

Para determinar el número de oxidación se siguen las siguientes reglas:

- 1.- El número de oxidación para cualquier átomo no combinado o elemento libre es cero.

Ejemplo:



- 2.- El número de oxidación del hidrógeno generalmente es +1.

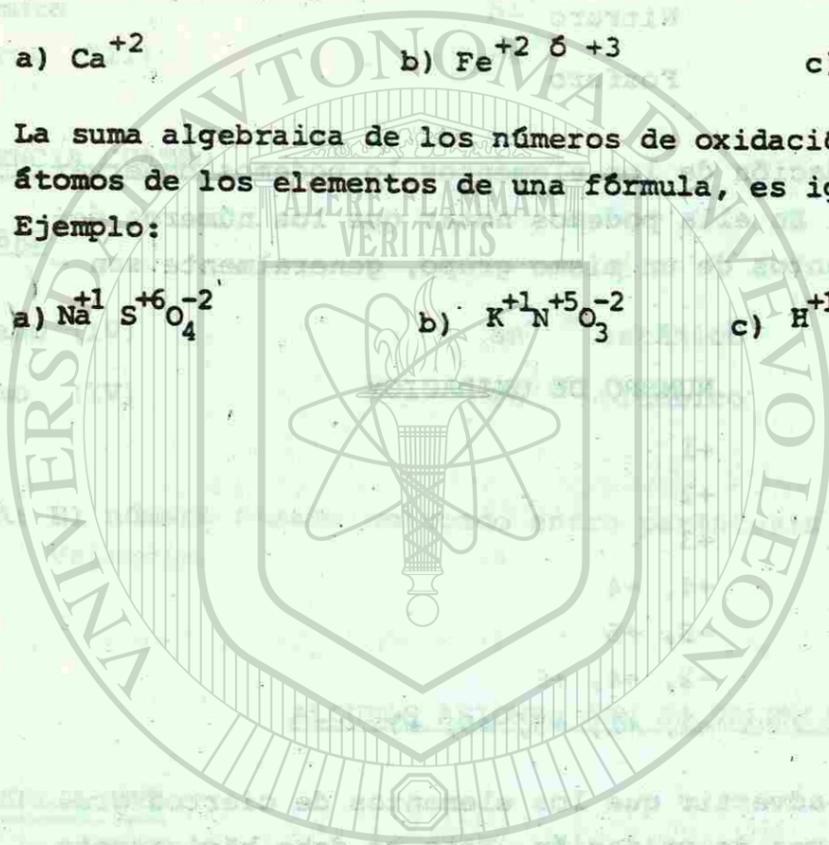
3.- El número de oxidación del oxígeno generalmente es -2.

4.- El número de oxidación para iones simples es igual a la carga del ion. Ejemplo:



5.- La suma algebraica de los números de oxidación de todos los átomos de los elementos de una fórmula, es igual a 0.

Ejemplo:



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

PARAMAGNETISMO Y DIAMAGNETISMO

Un átomo es paramagnético, cuando en su configuración electrónica tiene uno o más electrones no apareados en orbitales. La materia paramagnética presenta una ligera atracción hacia un campo magnético. Y cuando el átomo tiene todos sus electrones apareados es diamagnético, en este caso la materia diamagnética es repelida ligeramente por un campo magnético.

Los elementos representativos son paramagnéticos excepto los elementos de los grupos II A y VIII A que son diamagnéticos.

Como se puede apreciar la mayoría de los elementos representativos son paramagnéticos, pero la mayoría de las moléculas de estos elementos y los compuestos que forman son diamagnéticos.

Por ejemplo un átomo de cloro, tiene un electrón no apareado, en el orbital 3p, por lo que es paramagnético; cuando forma un enlace covalente con otro átomo de cloro produce una molécula que es diamagnética.



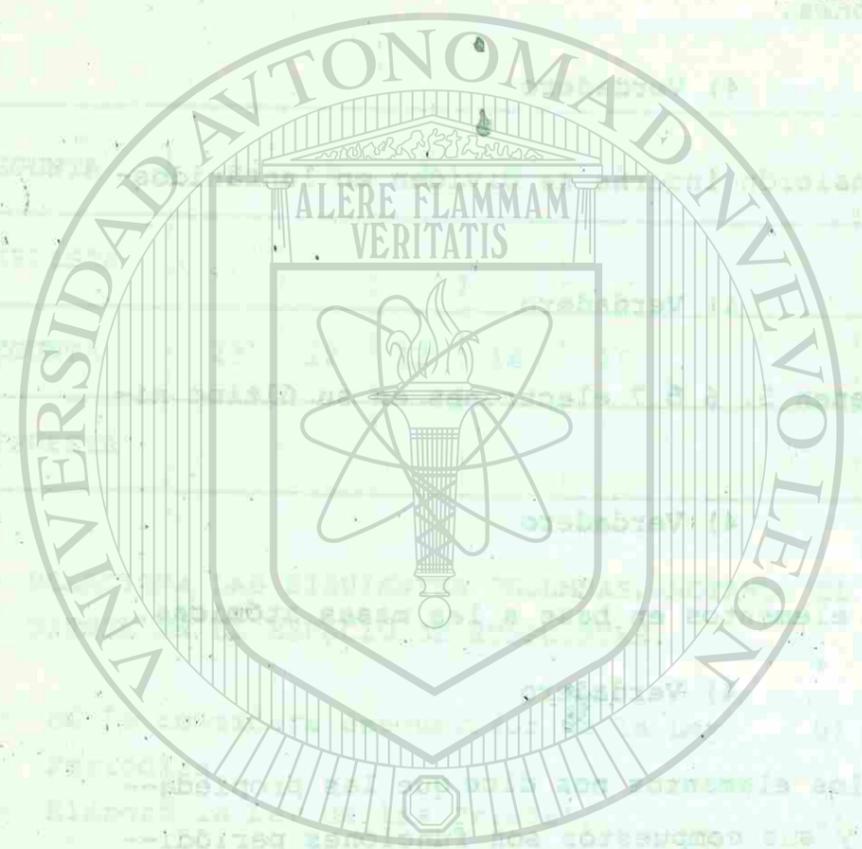
Cuando los elementos representativos forman compuestos iónicos, éstos compuestos son diamagnéticos, porque los electrones no apareados se pierden cuando se forma el catión o se aparean al formarse el anión.

ATOMOS ISOELECTRONICOS

A los átomos y iones que tienen el mismo número de electrones se les llama isoelectrónicos. Por ejemplo el ion cloruro, Cl^- , el ion potasio K^+ , el ion calcio Ca^{+2} y el ion sulfuro S^{-2} , son isoelectrónicos con el átomo de argón Ar. Todos presentan la configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

15.- Los elementos que tienen características metálicas generalmente tienen una configuración electrónica que termina en s^3 , s^2 y p^3 .

- 2) Falso
- 4) Verdadero



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

UNIDAD V

ENLACE QUIMICO

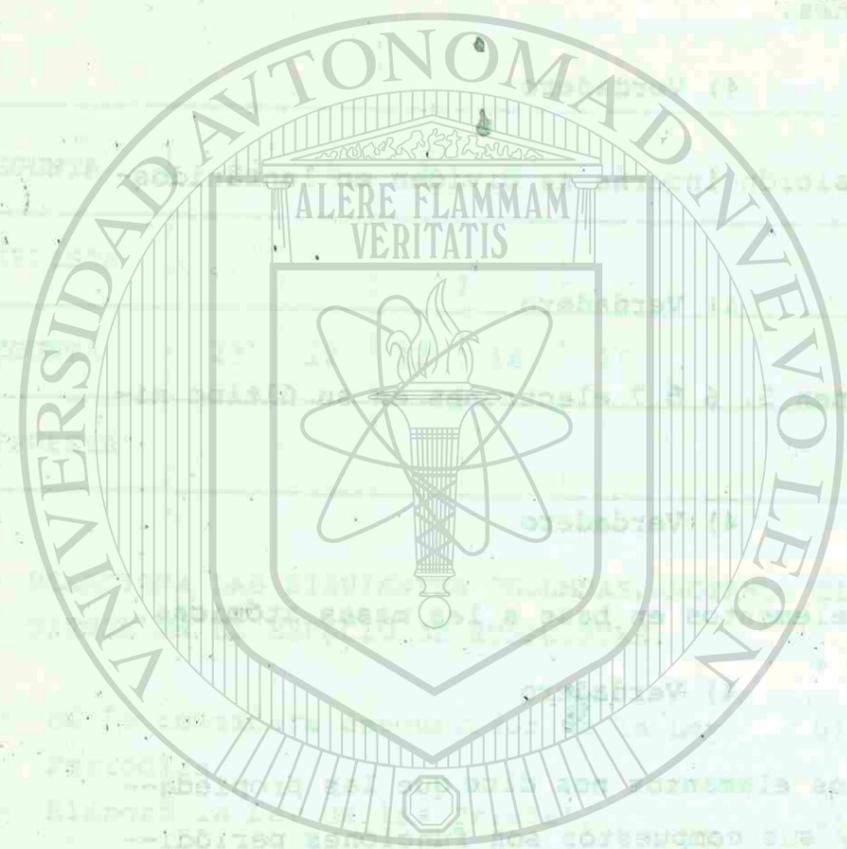
Al término de la unidad, el alumno comprenderá las diferentes formas de combinación entre los elementos, en base a los principios de la estructura atómica.



15.- Los elementos que tienen características metálicas generalmente tienen una configuración electrónica que termina en s^3 , s^2 y p^3 .

2) Falso

4) Verdadero



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

UNIDAD V

ENLACE QUIMICO

Al término de la unidad, el alumno comprenderá las diferentes formas de combinación entre los elementos, en base a los principios de la estructura atómica.



ENLACE QUIMICO

Como hemos visto en unidades anteriores, el átomo tiene una determinada estructura, la cual está determinada por el elemento al que pertenece. A su vez, dicho elemento tendrá una configuración electrónica y ciertos valores de electronegatividad, energía de ionización, afinidad electrónica, etc., que lo diferenciarán de los otros elementos. Al conocer estas propiedades químicas de los elementos, se puede predecir la forma como se combinarán éstos para formar compuestos, mediante enlaces -- que establecen la unión entre los átomos.

TIPOS DE ENLACES

Los tipos de enlaces que se formen estarán determinados por las características químicas de los elementos que intervienen en la formación de los compuestos.

a) LOS ELECTRONES DE VALENCIA Y EL ENLACE QUIMICO

Los electrones que se encuentran en la capa más externa de los átomos son los causantes directos de los enlaces químicos. Estos siempre están en una capa incompleta, por lo cual se les llama también electrones de valencia.

Los enlaces químicos o uniones se forman utilizando los electrones de valencia de los átomos. En numerosos casos se obtienen configuraciones estables cuando hay ocho electrones -- presentes en el nivel de energía de valencia que rodea a cada -- átomo.

b) REGLA DEL OCTETO

Cuando los átomos se combinan entre ellos tienden a completar ocho electrones en su última capa ganando, perdiendo

o compartiendo electrones. Por lo tanto, desde el punto de vista de los enlaces químicos, los electrones de valencia son los que determinan los enlaces de un compuesto. Por lo general, los átomos que tienen uno, dos o tres electrones de valencia, tienden a cederlos para convertirse en iones con carga positiva -- (cationes), como es el caso de los metales.

Los átomos con cinco, seis o siete electrones de valencia tienden a ganar o tomar electrones hasta completar ocho en su nivel de energía más alto, para convertirse en iones -- cargados negativamente (aniones), como los no metales.

Estos no metales tienden también a compartir electrones, con el fin de llenar el nivel de energía de valencia. En tales casos, el átomo que participa alcanza un número positivo de oxidación, hasta +5, +6 y +7 como es el caso del azufre -- +6 en el H_2SO_4 (S^{6+}).

Los elementos que tienen cuatro electrones de valencia tienden a compartirllos para obtener ocho electrones en su nivel energético más alto; por lo tanto, la "regla del octeto" -- es fundamental en los enlaces químicos.

Existen algunas excepciones a esta regla, o sea que hay algunos compuestos donde no se cumple la regla del octeto. A continuación se estudiarán los tipos de enlaces más importantes, si como los compuestos que presentan esos enlaces.

ENLACE IONICO

El enlace electrovalente o iónico se forma cuando los electrones se transfieren totalmente de la capa más externa del átomo de un elemento a la capa más externa del átomo de otro -- elemento. Mediante este proceso los dos átomos logran completar su última capa, con lo que adquieren la configuración de un gas noble.

Esta unión iónica se basa en la atracción de una partícula cargada positivamente hacia una partícula de carga negativa. Los compuestos formados por la transferencia de electrones se conocen como "compuestos iónicos". La transformación del sodio en sal de mesa (NaCl) sucede cuando un átomo de sodio se combina con uno de cloro, como se ve en la figura siguiente:



Se observa que el sodio tomó la configuración del gas noble neón y el cloro adquirió la configuración del argón.

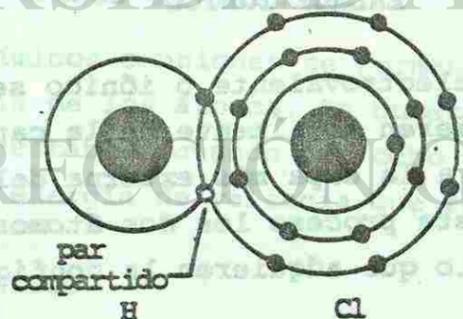
Aquí tomamos el símbolo e^- para indicar electrones.

Generalmente, los enlaces iónicos o electrovalentes se forman al combinarse elementos del grupo I A y II A con elementos no metálicos de la parte superior de los grupos VI A y VII A con iones poliatómicos, como el OH^- , SO_4^{2-} , NO_3^- y PO_4^{3-} .

Los compuestos iónicos son sólidos a temperatura ambiente.

ENLACE COVALENTE

El enlace covalente se produce cuando los átomos que van a formar el compuesto comparten sus electrones y así forman cada uno de los átomos que intervienen, una configuración estable por ejemplo en el ácido clorhídrico.



CLORURO DE HIDROGENO

Como puede observarse en las figuras anteriores, en cada uno de los átomos el número de electrones que se encuentran en el último nivel da una configuración estable.

En este tipo de enlace, las electronegatividades pueden ser iguales (en moléculas homonucleares), o con una diferencia tal que no llega a formarse un enlace iónico, pero sí se forman polos (moléculas heteronucleares como el HF), ya que la nube electrónica no está igualmente distribuida, por lo que hay enlaces covalentes polares y no polares.

ENLACE IONICO Y COVALENTE

El tipo de enlace que se obtendrá al combinar los elementos se puede predecir si se conoce el valor de la electronegatividad. Si el valor de la diferencia de electronegatividades entre los elementos es muy grande, se obtendrá un enlace iónico o electrovalente, ya que el elemento más electronegativo arrancará los electrones del último nivel del otro elemento. Si los valores de electronegatividad son semejantes, habrá una pequeña diferencia, lo que dará como resultado un enlace covalente.

Si la diferencia de electronegatividad entre los átomos es :

- mayor que 1.7 será enlace iónico o electrovalente
- menor que 1.7 será enlace covalente polar
- igual a cero será enlace covalente no polar.

TEORIA DE REPULSION DEL PAR DE ELECTRONES EN LA CAPA DE VALENCIA.

En esta teoría se considera que el enlace simple, doble enlace y al triple enlace y un par no compartido de electrones se encuentran en la misma región de alta densidad electrónica.

La teoría es: Que los electrones de valencia se encuentran acomodados en torno al átomo central, separándose de modo que las repulsiones entre ellos se reducen al mínimo.

Por ejemplo un átomo central con dos regiones de alta densidad electrónica es más estable en un ordenamiento lineal; otro con tres regiones será más estable cuando se ordenan en los vértices de un triángulo equilátero; ver cuadro.

NÚMERO DE REGIONES DE ALTA DENSIDAD ELECTRÓNICA	GEOMETRÍA ELECTRÓNICA*	ÁNGULOS*
2	lineal	180°
3	plano triangular	120°
4	tetraédrica	109.5°
5	trigonal bipyramidal	90°, 120°, 180°
6	octaédrica	90°, 180°

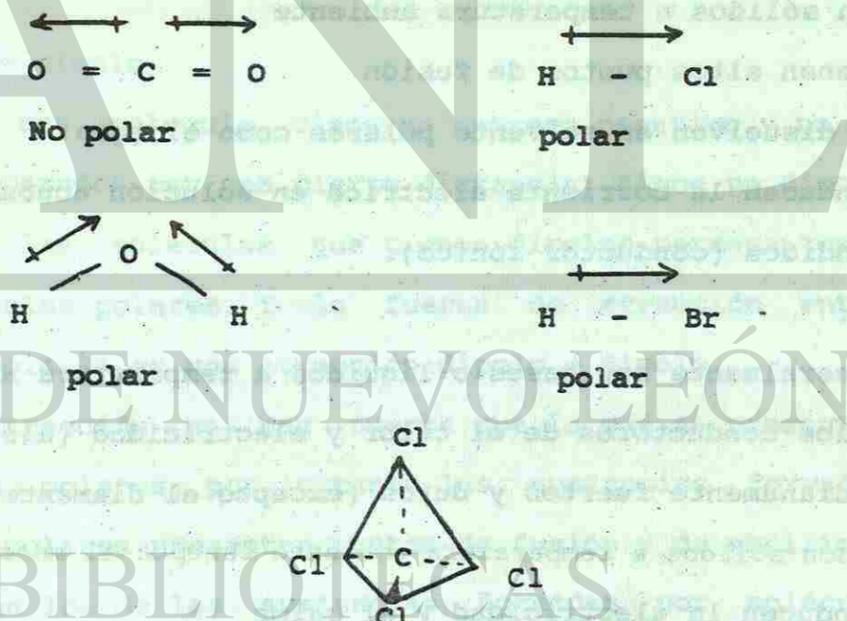
* Tomado de Kennet Whitten, Gailey, Davis.

POLARIDAD MOLECULAR

La polaridad de las moléculas esta determinada por: La polaridad de los enlaces en la molécula y la geometría de la molécula.

Un enlace covalente, formado entre dos átomos diferentes siempre es polar, pero una molécula formada con diferentes tipos de átomos puede ser polar o no polar dependiendo de su geometría.

Por ejemplo en la molécula de CO₂, cada enlace carbono - oxígeno tiene un dipolo, pero la geometría de la molécula es lineal y quedan los polos en sentidos opuestos por lo que se anulan, quedando una molécula no polar, en cambio en el agua la molécula no es lineal por lo que queda una molécula que sí presenta polaridad.



ENLACE METALICO

Los metales cristalizan como sólidos, donde sus átomos están distribuidos de la forma más eficiente, como si se empacaran -- naranjas en una caja.

Se considera a los metales como iones cargados positivamente en posiciones fijas y rodeados por una nube de electrones de valencia deslocalizados en toda la red cristalina. A la atracción de estos iones positivos y los electrones deslocalizados se llama enlace metálico.

PROPIEDADES ASOCIADAS CON EL TIPO DE ENLACE

Propiedades generales de los compuestos según el enlace que los forma:

Iónicos:

- 1.- son sólidos a temperatura ambiente
- 2.- tienen altos puntos de fusión
- 3.- se disuelven en solvente polares como el agua.
- 4.- conducen la corriente eléctrica en solución acuosa o fundidos (conductor iónico).

Covalentes:

- 1.- generalmente son gases o líquidos a temperatura ambiente
- 2.- malos conductores de el calor y electricidad (aislantes)
- 3.- medianamente fuertes y duros (excepto el diamante)

Metales: Son sólidos a temperatura ambiente excepto el mercurio

- 1.- conducen la electricidad y el calor
- 2.- tienen apariencia lustrosa
- 3.- son maleables y/o dúctiles.

FUERZAS DE ATRACCION INTERMOLECULAR

Las fuerzas de atracción intermolecular (entre moléculas) son importantes sólo cuando las moléculas están muy cercanas unas de otras, por lo tanto no son importantes en los gases a menos que se encuentren a presión muy elevada o a una temperatura cercana a la de condensación.

Aquí estudiaremos las fuerzas de atracción entre moléculas de una misma sustancia y éstas son de tres tipos:

- Dipolo - Dipolo
- Fuerzas de London (o de Dispersión)
- Puente de Hidrógeno

A las fuerzas de atracción dipolo-dipolo y fuerzas de London se les conoce como "Fuerzas de Van der Waals".

Dipolo - Dipolo

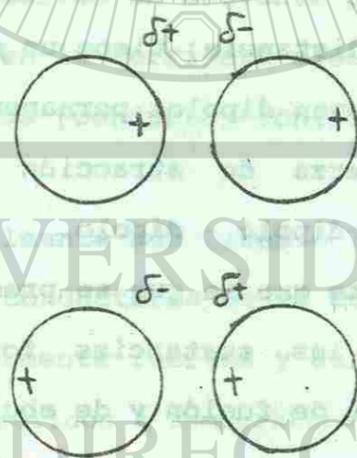
Cuando una molécula tiene un extremo negativo y un extremo positivo separados por una cierta distancia, tiene un dipolo (dos polos). A las moléculas que tienen dipolos permanentes se les llama moléculas polares. Y la fuerza de atracción entre dos moléculas polares es una atracción dipolo - dipolo.

Esta atracción es más fuerte que la que se presenta entre moléculas no polares, por lo tanto las sustancias formadas por moléculas polares presentan puntos de fusión y de ebullición más elevados que los de las sustancias formadas por moléculas no polares de tamaño parecido.

Fuerzas de London o de Dispersión

Es la atracción que se presenta entre moléculas no polares. En estas moléculas se producen dipolos instantáneos inducidos. Estas atracciones débiles fueron descritas por primera vez en 1930 por el físico alemán Fritz London por lo que reciben su nombre. Se cree que estos dipolos instantáneos inducidos se deben a desplazamientos en las posiciones (o vibraciones) de los electrones y los núcleos. En la figura de abajo se muestra que una vibración en una molécula induce un desplazamiento en los electrones de una molécula vecina. Estas vibraciones ocurren millones de veces por segundo por lo que se llaman instantáneos, un momento después puede no existir el dipolo.

Las fuerzas de atracción entre moléculas no polares es más grande entre moléculas grandes que entre moléculas pequeñas ya que las grandes tienen mayor número de electrones.



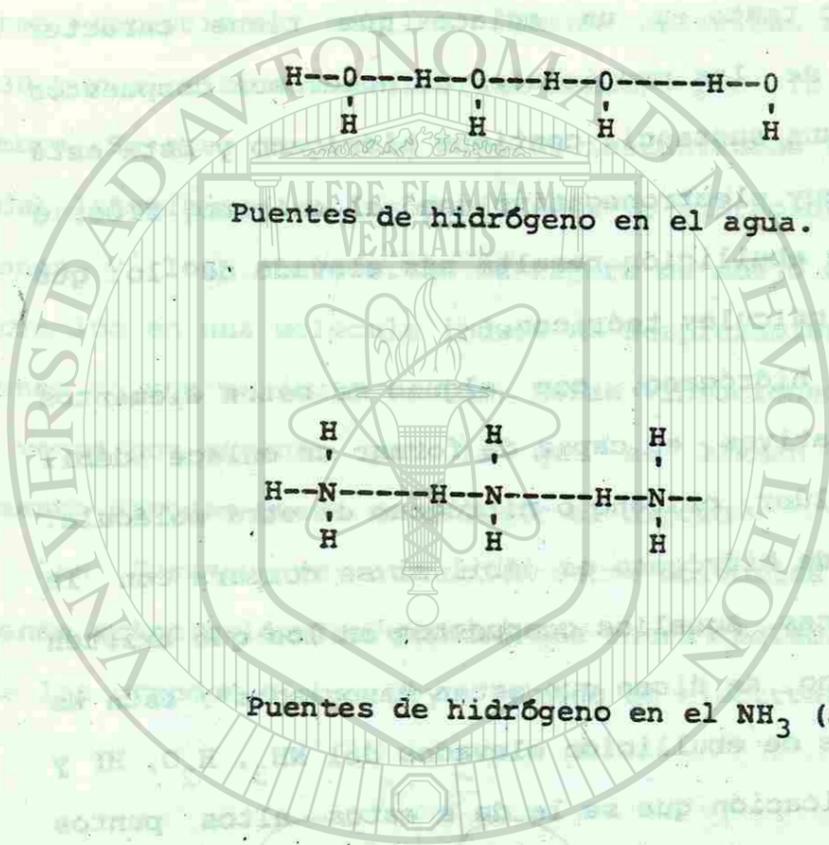
PUNTES DE HIDROGENO

Químicamente, el puente de hidrógeno no se puede considerar como enlace, ya que solamente afecta las propiedades físicas de las sustancias; por lo tanto es un enlace que tiene carácter físico. El estudio de las propiedades de numerosos compuestos demuestra que cuando una sustancia contiene hidrógeno y éste está unido a un elemento muy electronegativo como el oxígeno, flúor o nitrógeno, el punto de ebullición resulta más elevado de lo que se podría esperar por cálculos teóricos.

Se cree que un hidrógeno, con alguno de estos elementos fuertemente electronegativos, es capaz de formar un enlace débil con otro átomo de flúor, oxígeno o nitrógeno de otra molécula. Sin embargo el puente de hidrógeno es débil si se compara con la mayoría de los enlaces. Aquellos compuestos en los que existen los puentes de hidrógeno, se dicen que están "asociados"; ésta es la causa de los puntos de ebullición elevados del NH_3 , H_2O , HF y los alcoholes; la explicación que se le da a estos altos puntos de ebullición es, que se requiere una energía adicional para romper los puentes de hidrógeno, además de la necesaria para pasar de un estado físico a otro.

La formación de puentes de hidrógeno modifica algunas propiedades físicas, aumenta el punto de ebullición, en algunos casos modifica la densidad (como en el agua en estado sólido) y la solubilidad en agua se ve aumentada, ya que se pueden formar puentes de hidrógeno entre las moléculas de ciertos compuestos y las moléculas de agua.

Gráficamente los puentes de hidrógeno se pueden ver de esta manera:



QUINTA UNIDAD

PREGUNTAS DE CONTROL

I.- RELACIONA CORRECTAMENTE LAS SIGUIENTES COLUMNAS:

- | | |
|--|-----------------------------|
| () Enlace en el cual los electrones de la capa más externa de un átomo pasan a la más externa de otro. | 1.- Enlace Covalente |
| () Enlace en el que los átomos que se unen comparten sus electrones. | 2.- Afinidad Electrónica |
| () Enlace que se produce cuando la diferencia de electronegatividad es muy grande entre los átomos que se van a unir. | 3.- Puentes de Hidrógeno |
| () Enlace que se forma cuando la diferencia de electronegatividad es muy pequeña o menor que 1.7. | 4.- Electrovalente o Iónico |
| () Enlace formado entre átomos de hidrógeno con flúor, o con oxígeno o nitrógeno. | 5.- Energía de Ionización |

II.- COMPLETA LOS ENUNCIADOS SIGUIENTES:

- 1.- Las fuerzas de Van der Waals son de 2 tipos: interacción de dispersión y _____
- 2.- El tipo de enlace iónico y covalente se puede predecir conociendo el valor de _____

3.- A la atracción entre las cargas opuestas de moléculas polares vecinas se le llama.

4.- No se le puede considerar como un enlace, porque afecta -- las propiedades físicas de las sustancias.

5.- Al combinarse, los átomos tienden a completar ocho electrones en su última capa. A esto se le conoce como.

III.- OBSERVA DETENIDAMENTE CADA UNO DE LOS SIGUIENTES COMPUESTOS E INDICA EL TIPO DE ENLACE QUE PRESENTAN:

a) KOH

e) NaCl

b) Br₂

f) CCl₄

c) HCl

g) Na₂O

d) CH₄

h) AgBr

QUINTA UNIDAD

PREGUNTAS DE CONTROL

I.- LEE DETENIDAMENTE LAS SIGUIENTES ASEVERACIONES Y ANOTA EN EL- ESPACIO DE RESPUESTAS UN 0 SI ES FALSO Y UN 1 SI ES VERDADERO.

PREGUNTA	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
----------	---	---	---	---	---	---	---	---	---	----

RESPUESTA

PREGUNTA	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20
----------	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----

RESPUESTA

PREGUNTA	21	22
----------	----	----

RESPUESTA

1.- Las fuerzas de Van der Waals son de 2 tipos: Interacción de -- dispersión y Atracción dipolo-dipolo.

0) Falso

1) Verdadero

2.- El tipo de enlace iónico y covalente se puede predecir conociendo el valor de la electronegatividad.

0) Falso

1) Verdadero

3.- Los compuestos iónicos son sólidos a temperatura ambiente.

0) Falso

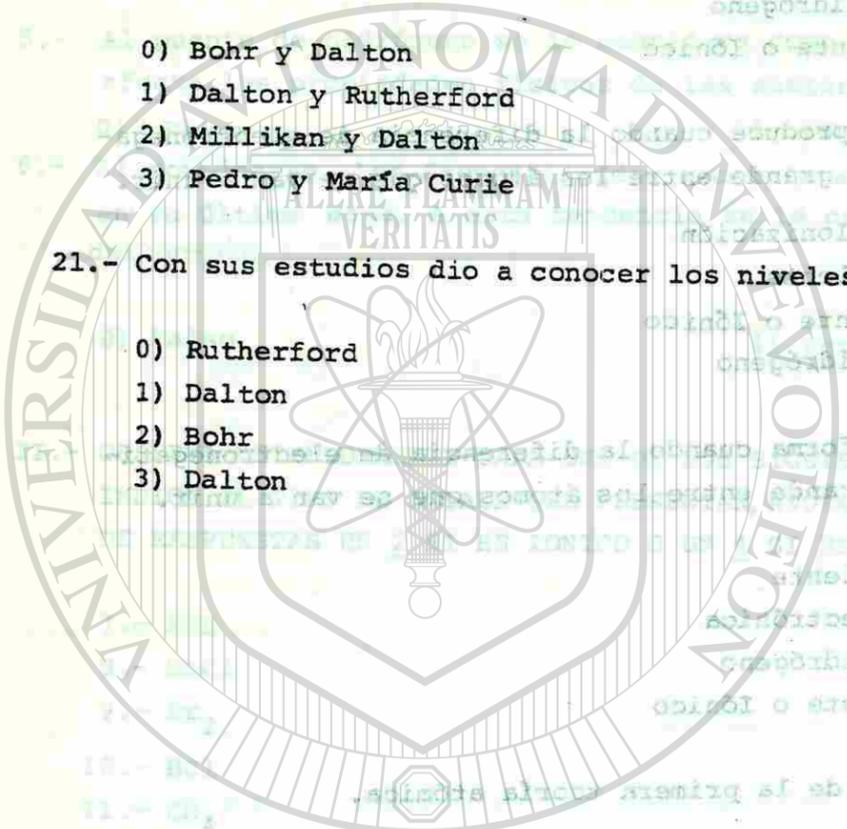
1) Verdadero

20.- Fueron los descubridores del elemento radio, el cual emite radiación intensa.

- 0) Bohr y Dalton
- 1) Dalton y Rutherford
- 2) Millikan y Dalton
- 3) Pedro y María Curie

21.- Con sus estudios dio a conocer los niveles de energía.

- 0) Rutherford
- 1) Dalton
- 2) Bohr
- 3) Dalton



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

CONCEPTO DE NOMENCLATURA: es el conjunto de vocablos utilizados para dar...

Nombre de Compuestos, objetos, cosas, etc.	Clasificación
En la química que es una ciencia en la cual se manejan principios de átomos de elementos que al combinarse dan lugar a una gran variedad de compuestos, los que se representan mediante fórmulas, la nomenclatura es parte indispensable para que se den a entender rápidamente sin dejar lugar a ambigüedades.	
NOMENCLATURA TRIVIAL Y SISTEMÁTICA	
1.- NOMENCLATURA TRIVIAL: Históricamente a muchos compuestos químicos se les han asignado nombres que carecen de lógica y que no proporcionan información sobre su composición, los que son denominación provisoria del tiempo en que no existían reglas para nombrarlos. A este tipo de nomenclatura se le llama nomenclatura trivial, ya que como ejemplo tenemos: $CaCl_2$ cloruro de calcio.	

UNIDAD VI

En la actualidad la nomenclatura trivial y la nomenclatura sistemática conviven y solo algunos conviven en nombre trivial como el agua y el amoníaco por ejemplo.

2.- NOMENCLATURA SISTEMÁTICA: La nomenclatura sistemática se hizo necesaria a medida del desarrollo de la química, ya que para poder entenderse mutuamente los científicos de los países y en todas las lenguas e idiomas.

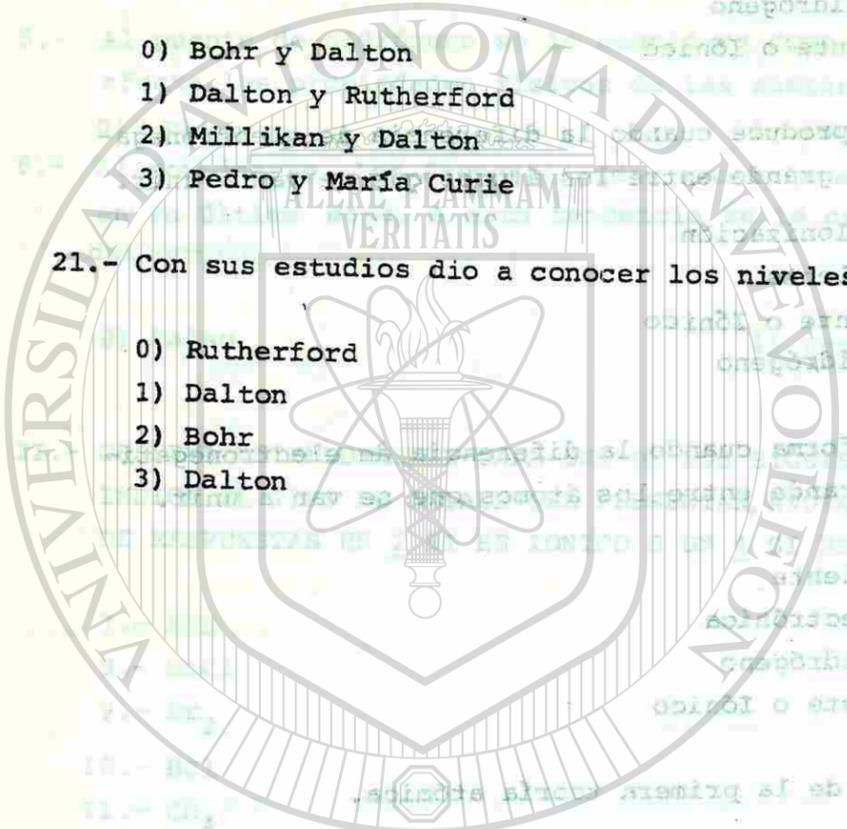
Por lo que se establecieron reglas y a cada conjunto de ellas que se aplican para dar nombre a los diferentes compuestos químicos se le denomina nomenclatura sistemática. Dichas reglas se establecieron internacionalmente en la IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada) dada a conocer en 1958, aunque las primeras reglas para nombrar a los compuestos químicos fueron establecidas por Lavoisier y Berzelius en 1784.

20.- Fueron los descubridores del elemento radio, el cual emite radiación intensa.

- 0) Bohr y Dalton
- 1) Dalton y Rutherford
- 2) Millikan y Dalton
- 3) Pedro y María Curie

21.- Con sus estudios dio a conocer los niveles de energía.

- 0) Rutherford
- 1) Dalton
- 2) Bohr
- 3) Dalton



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

CONCEPTO DE NOMENCLATURA: es el conjunto de vocablos utilizados para dar...

Nomenclatura es el conjunto de vocablos utilizados para dar nombre a: compuestos, objetos, calles, etc. En la química que es una ciencia en la cual se manejan cantidades de átomos de elementos que al combinarse dan lugar a una fórmula, la nomenclatura se hace indispensable para que se den a entender rápidamente sin dejar lugar a ambigüedades.

NOMENCLATURA TRIVIAL Y SISTEMÁTICA
1.- NOMENCLATURA TRIVIAL: Históricamente a muchos compuestos químicos se les han asignado nombres que carecen de lógica y que no proporcionan información sobre su composición. En la nomenclatura trivial se le llama nomenclatura común. A este tipo de nomenclatura se le llama nomenclatura trivial. Ejemplo: $CaCl_2$ cloruro de calcio.

UNIDAD VI

En la actualidad la nomenclatura trivial y la nomenclatura sistemática conviven en algunos casos y solo algunos conviven en nombre trivial como el agua y el amoníaco por ejemplo.
2.- NOMENCLATURA SISTEMÁTICA: La nomenclatura sistemática se hizo necesaria a medida del desarrollo de la química. En la actualidad se necesita de entenderse mutuamente en entornos como los países y en todas las lenguas e idiomas.

Por lo que se establecieron reglas y a cada conjunto de ellas que se aplican para dar nombre a los diferentes compuestos químicos se le denomina nomenclatura sistemática. Dichas reglas se establecieron en 1984 por la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC).
Para y aplicadas, dada a conocer en 1984, fueron las primeras reglas para nombrar a los compuestos químicos. Estas reglas por Lavosier y Berzelius en 1784.

CONCEPTO DE NOMENCLATURA

Nomenclatura es el conjunto de vocablos utilizados para dar nombre a: Compuestos, objetos, calles, etc.

En la química, que es una ciencia en la cual se manejan gran cantidad de símbolos de elementos, que al combinarse dan lugar a una inmensa variedad de compuestos, los que se representan mediante fórmulas, la nomenclatura se hace indispensable para que se puedan entender mundialmente sin dejar lugar a ambigüedades.

NOMENCLATURA TRIVIAL Y SISTEMÁTICA

1.- **NOMENCLATURA TRIVIAL:** Históricamente, a muchos compuestos químicos se les ha asignado nombres que carecen de lógica y que no proporcionan información sobre su composición, ya que esa denominación proviene del tiempo en que no existían reglas para nombrarlos; a este tipo de nominación se le llama nomenclatura trivial y como ejemplo tenemos: yeso, cal, azúcar, entre otros.

En la actualidad la gran mayoría de los compuestos tienen nombres sistemáticos y solo algunos conservan su nombre trivial, como el agua y el amoníaco por ejemplo.

2.- **NOMENCLATURA SISTEMÁTICA:** La nomenclatura sistemática se hizo necesaria a medida del descubrimiento de cada vez más sustancias y la necesidad de entenderse mundialmente, o sea en todos los países y en todas las lenguas o idiomas.

Por lo que se establecieron reglas y a este conjunto de reglas que se siguen para dar nombre a los diferentes compuestos químicos se le denomina nomenclatura sistemática. Dichas reglas las establece actualmente la IUPAC, Unión Internacional de Química Pura y Aplicada, dada a conocer en 1962, aunque las primeras reglas para nombrar a los compuestos químicos fueron establecidas por Lavoisier y Morveaur en 1784.

Nombres triviales y sistemáticos para algunos compuestos comunes.

Fórmula	Nombre Trivial	Nombre Sistemático
Al_2O_3	alúmina	Oxido de aluminio
$Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$	bórax	Tetraoxoato de Sodio 10-agua
$CaCO_3$	calcitur o mármol	Carbonato de calcio
$CaSO_4 \cdot 2H_2O$	Yeso	Sulfato de Calcio 2-agua
CaO	Cal	Oxido de calcio
$NaOH$	Lejía	Hidróxido de sodio
NH_4Cl	Sal amoníaco	Cloruro de amonio
$NaNO_3$	Salitre	Nitrato de sodio
$Ca(OH)_2$	Cal apagada	Hidróxido de calcio
$C_{12}H_{22}O_{11}$	Azúcar	Sacarosa o [α -D-glucopiranosil-B-D-fructofuranósido]
$NaCl$	Sal	Cloruro de sodio

"Cuadro VI.1"

Estas reglas se aplican a los compuestos según la función química que tengan; así, podemos hablar de nomenclatura de ácidos, bases o hidróxidos, sales, anhídridos, óxidos y compuestos orgánicos.

CLASIFICACION DE COMPUESTOS QUIMICOS

A los compuestos químicos los podemos clasificar de diferentes formas, de las cuales las más comunes son:

- 1.- Tomando en cuenta la cantidad de elementos que integran a los compuestos.
- 2.- Tomando en cuenta la función química que tienen dichos compuestos.

tos (propiedad o conjunto de propiedades comunes que los distinguen de los demás).

1.- Tomando en cuenta la cantidad de elementos que integran a los compuestos, éstos se dividen en:

a) Binarios: Cuando están integrados por 2 elementos. Ejemplo:



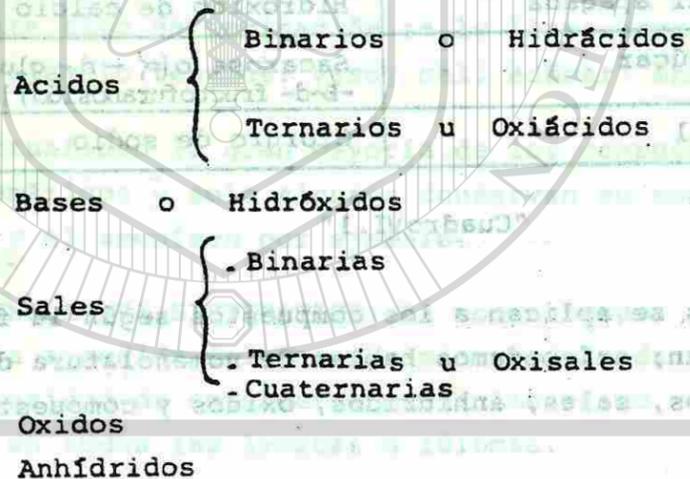
b) Ternarios: Cuando están constituidos por 3 elementos como:



c) Cuaternarios: Cuando están formados por 4 elementos. Ejemplo:



2.- Tomando en cuenta la función química los podemos dividir en:



ACIDOS

Los ácidos inorgánicos se caracterizan por tener hidrógeno al principio de su fórmula. Cuando vemos una fórmula como CH_4 se entiende que normalmente no se le considera ácido; los ácidos inorgánicos se dividen en hidrácidos y oxiácidos; los primeros tienen hidrógeno en su molécula y carecen de oxígeno. Los oxiácidos tienen hidrógeno y oxígeno en su molécula.

Los ácidos son compuestos que al disolverse en el agua liberan iones de hidrógeno (H^+).

Un ácido es una sustancia donadora de protones y tiene como característica cambiar el papel tornasol de color azul a rojo; con la fenolftaleína no se colorea; en cambio, con el anaranjado de metilo se colorea de rojo.

NOMENCLATURA DE ACIDOS

ACIDOS BINARIOS O HIDRACIDOS

Los ácidos binarios o hidrácidos son disoluciones acuosas de los compuestos formados por hidrógeno y un no metal.

Para nombrar a estos compuestos se escribe primero la palabra ácido, después la raíz del nombre* del no metal que forma el ácido; a esta raíz se le agrega el sufijo hídrico al final. Existen pocas excepciones a la regla; una de ellas es el ácido cianhídrico, HCN, que es un ácido ternario y presenta nomenclatura que corresponde a la de un ácido binario, ya que por no contener oxígeno en su fórmula no es un oxiácido y no se nombre como ácido ternario.

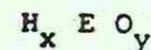
Ejemplo: HCl su nombre es: ácido clorhídrico.

Nombra los siguientes ácidos:

FORMULA	NOMBRE
H_2S	
HBr	
HF	

ACIDOS TERNARIOS U OXIACIDOS

Los ácidos ternarios están formados por tres tipos diferentes de átomos, de los cuales uno es hidrógeno, otro oxígeno y otro más que es un no-metal al que se llamará elemento intermedio.



* Ver cuadro Pág. 143

Donde E representa al no metal (elemento intermedio).
 Para nombrarlos se utilizan las siguientes reglas:

- 1) Se escribe la palabra ácido.
- 2) Después la raíz del nombre del elemento intermedio.*
- 3) Por último se escribe la terminación "ico".
 - a) Si ese elemento intermedio presenta dos estados de oxidación, se le da la terminación "ico" al ácido que contenga el elemento con el número de oxidación mayor y "oso" al que contenga el de número de oxidación menor.
 - b) Cuando el elemento intermedio presenta más de dos estados de oxidación, se le antepone un prefijo a la raíz del nombre del elemento intermedio, se utiliza el prefijo "per" con el número de oxidación mayor e "hipo" con el menor.

Ejemplos: H_2SO_4 ácido sulfúrico $HBrO_4$ ácido perbrómico
 H_2SO_3 ácido sulfuroso $HBrO_3$ ácido brómico
 $HBrO_2$ ácido bromoso
 $HBrO$ ácido hipobromoso

LAS TEORIAS ACIDO-BASE.

TEORIA	DEFINICION DE ACIDO	DEFINICION DE BASE
Teoría de ARRHENIUS	Cualquier sustancia que en solución acuosa libera iones hidrógeno H^+ .	Cualquier sustancia que en solución acuosa libera iones hidróxido, OH^- .
Teoría de BRONSTED-LOWRY	Sustancia capaz de ceder un protón.	Sustancia capaz de aceptar un protón.
Teoría de LEWIS	Sustancia capaz de aceptar un par de electrones.	Sustancia capaz de ceder un par de electrones.

* Ver cuadro Pág. 143

ESCRIBE LA FORMULA Y EL NOMBRE DE LOS SIGUIENTES ACIDOS QUE SE FORMAN CON EL HIDROGENO Y LOS RADICALES DADOS:

IONES + H^{+1} POLIATÓMICOS	FORMULA	NOMBRE
SO_4^{-2}	H_2SO_4	Acido Sulfúrico
SO_3^{-2}		
NO_2^{-1}		
NO_3^{-1}		
ClO_4^{-1}		
ClO_3^{-1}		
ClO_2^{-1}		
ClO^{-1}		
PO_4^{-3}		
PO_3^{-3}		
CO_3^{-2}		

BASES O HIDROXIDOS

Una base, por definición, es una sustancia donadora de electrones y en solución acuosa libera iones hidróxido (OH^-).

Las bases, con el papel tornasol de color rojo cambia a azul, con la fenolftaleína se colorean púrpura y con anaranjado de metilo no se colorean.

Las bases están constituidas por un metal o ION amonio y el radical o ión poliatómico (OH^-).

NOMENCLATURA DE BASES O HIDROXIDOS

Se pueden considerar dos tipos de nomenclatura; la la stock, en ambas tomaremos en cuenta a los elementos que tan dos números de oxidación (valencias).

NOMENCLATURA "CLASICA"

- 1.- Se asignará la palabra hidróxido.
- 2.- Considerando que algunos elementos presentan una o más valencias, se nombrará de la siguiente manera:
 - a) Tomando en cuenta que hay elementos que presentan una valencia, se dará la terminación ico a la raíz del nombre del metal.
 - b) Si el metal tiene más de un número de oxidación (valencia) que presente el menor se le dará la terminación oso y el que presente el mayor terminará en ico; esto será después de la raíz del nombre del metal.

NOMENCLATURA STOCK

- 1.- Se nombrará la palabra hidróxido.
- 2.- Se asignará la preposición de.
- 3.- Se nombrará al metal considerando lo siguiente:
 - a) Si el metal presenta un solo estado de oxidación ... se nombra el metal, como por ejemplo el $MgCl_2$ no lo llaman cloruro de magnesio (II) sino cloruro de magnesio y se sobre entiende que el número de oxidación de magnesio es + 2.
 - b) Si tiene dos estados de oxidación, éste se debe indicar por medio de números romanos entre paréntesis.

Ejemplos de los dos tipos de nomenclaturas:

Si el fierro puede tener un número de oxidación + 2 ó + 3, en el $Fe(OH)_2$ el átomo de fierro es + 2 y en el $Fe(OH)_3$ el átomo de fierro es + 3.

$Fe(OH)_2$ hidróxido ferroso hidróxido de fierro (II)

$Fe(OH)_3$ hidróxido férrico hidróxido de fierro (III)

ferrico, pero en nomenclatura ... e hidróxido de fierro (III).

Ejemplo:

NOMENCLATURA DE BASES O HIDROXIDOS

FORMULA	NOMENCLATURA CLASICA	NOMENCLATURA STOCK
$Cr(OH)_2$	Hidróxido Cromoso	Hidróxido de Cromo (II)
$Cr(OH)_3$	Hidróxido Crómico	Hidróxido de Cromo (III)
$CuOH$	Hidróxido Cuproso	Hidróxido de Cobre (I)
$Cu(OH)_2$	Hidróxido Cúprico	Hidróxido de Cobre (II)
$\bar{Sn}(OH)_2$	Hidróxido Estanoso	Hidróxido de Estaño (II)
$Sn(OH)_4$	Hidróxido Estánico	Hidróxido de Estaño (III)

FORMA LOS SIGUIENTES HIDROXIDOS Y ESCRIBE SU NOMBRE

OH ⁻¹ Ion Positivo	FORMULA	NOMBRE
K^{+1}	KOH	Hidróxido de Potasio
Ca^{+2}		
Mg^{+2}		
Cu^{+1}		
Cu^{+2}		
Pb^{+2}		
Pb^{+4}		
Na^{+1}		
Ba^{+2}		
Fe^{+3}		

SALES

Son compuestos formados a partir de que el hidrógeno de un ácido es sustituido por un ión metálico o un ión poliatómico aniónico (NH_4^+).

Las sales se dividen en:

- Binarias: Están formadas por un metal y un no metal.
- Ternarias u Oxisales: Están constituidas por un metal y un radical o ión poliatómico.
- Cuaternarias: Están formadas por dos iones positivos y un radical o ión poliatómico.

Una de las fuentes de obtención de las sales corresponde a las reacciones de Neutralización, en las cuales un ácido se hace reaccionar con una base o hidróxido y el producto es una sal.



Las sales que se produzcan, tanto binarias como ternarias, dependerán de los ácidos que reaccionen; para obtener una sal binaria tendrá que combinarse un ácido binario. Ejemplo:



Para tener una sal ternaria se combinará un ácido ternario. Ejemplo:



La siguiente tabla resume los nombres de los ácidos y de sus sales correspondientes:

FORMULA DEL ACIDO	NOMBRE DEL ACIDO	FORMULA DE LA SAL CORRESPONDIENTE CON SODIO	NOMBRE DE LA SAL
HCl	Clor-hídrico	NaCl	Cloruro de Sodio
HBr	Brom-hídrico	NaBr	Bromuro de Sodio
H_2S	Sulf-hídrico	Na_2S	Sulfuro de Sodio

ACIDOS TERNARIOS

HClO_2	Clor <u>oso</u>	NaClO_2	Clorito de Sodio
HClO_3	Clor <u>ico</u>	NaClO_3	Clorato de Sodio
HClO_4	Per clór <u>ico</u>	NaClO_4	Perclorato de Sodio
H_2SO_4	Sulfur <u>ico</u>	Na_2SO_4	Sulfato de Sodio
H_2SO_3	Sulfur <u>oso</u>	Na_2SO_3	Sulfito de Sodio
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$	Per sulfúr <u>ico</u>	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_8$	Persulfato de Sodio
$\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$	Hipo nitr <u>oso</u>	$\text{Na}_2\text{N}_2\text{O}_2$	Hiponitrito de Sodio
HNO_2	Nitr <u>oso</u>	NaNO_2	Nitrito de Sodio
HNO_3	Nitr <u>ico</u>	NaNO_3	Nitrato de Sodio

RAICES DE LOS NOMBRES DE ALGUNOS ELEMENTOS

ELEMENTO	RAIZ
Azufre	sulf- ó sulfur-
Boro	bor-
Bromo	brom-
Carbono	carb-
Cloro	clor-
Flúor	fluor-
Fósforo	fosf-fosfor-
Hidrógeno	hidr-
Nitrógeno	nitr-
Oxígeno	ox-
Yodo	yod-

NOMENCLATURA DE SALES BINARIAS

- Se escribirá la raíz del nombre del no metal con la terminación URO.
- Se dará la preposición de.
- Se escribe el nombre del ión metálico, tomando en cuenta las indicaciones que se dieron para las bases; ya que hay que considerar la existencia de iones metálicos que presentan una o varias valencias.

COMPLETA EL SIGUIENTE CUADRO:

	Cl^{-1}	Br^{-1}	S^{-2}	N^{-3}
Ca^{2+}	1 CaCl_2	13 CaBr_2	25 CaS	37 Ca_3N_2
Na^{1+}	2	14	26	38
Cu^{+1}	3	15	27	39
Cu^{+2}	4	16	28	40
Al^{+3}	5	17	29	41
K^{+1}	6	18	30	42
Sn^{+2}	7	19	31	43
Sn^{+4}	8	20	32	44
Ba^{+2}	9	21	33	45
Mg^{+2}	10	22	34	46
Li^{+1}	11	23	35	47
Sr^{+2}	12	24	36	48

ESCRIBE LOS NOMBRES DE LAS SALES QUE FORMASTE EN EL CUADRO ANTERIOR

- | | |
|------------------------------|-------------------------------|
| 1.- <u>Cloruro de Calcio</u> | 12.- _____ |
| 2.- _____ | 13.- <u>Bromuro de Calcio</u> |
| 3.- _____ | 14.- _____ |
| 4.- _____ | 15.- _____ |
| 5.- _____ | 16.- _____ |
| 6.- _____ | 17.- _____ |
| 7.- _____ | 18.- _____ |
| 8.- _____ | 19.- _____ |
| 9.- _____ | 20.- _____ |
| 10.- _____ | 21.- _____ |
| 11.- _____ | 22.- _____ |

- | | |
|------------|------------|
| 23.- _____ | 37.- _____ |
| 24.- _____ | 38.- _____ |
| 25.- _____ | 39.- _____ |
| 26.- _____ | 40.- _____ |
| 27.- _____ | 41.- _____ |
| 28.- _____ | 42.- _____ |
| 29.- _____ | 43.- _____ |
| 30.- _____ | 44.- _____ |
| 31.- _____ | 45.- _____ |
| 32.- _____ | 46.- _____ |
| 33.- _____ | 47.- _____ |
| 35.- _____ | 48.- _____ |
| 36.- _____ | |

ONOMENCLATURA DE SALES TERNARIAS U OXISALES.

- i.- Escribir la raíz del nombre del elemento intermedio o ión poliatómico negativo, tomando en cuenta lo siguiente:
 - a) Si existe un solo radical con esa estructura se dará la terminación ato.
 - b) Si existen dos radicales que difieren en la cantidad de oxígeno, al que tenga menos se le dará la terminación ito y al que tenga más oxígenos se dará la terminación ato.
 - c) En caso de que existan radicales con más de 2 cantidades diferentes de oxígeno se utilizarán los prefijos per, cuando sea la mayor cantidad de oxígeno y el prefijo hipo cuando el radical contenga la menor cantidad de oxígeno.

2.- Se dará la proposición de.

3.- Se nombrará el ión metálico, considerando la existencia de iones metálicos iguales que difieren en su valencia o número de oxidación; por lo tanto, seguiremos las indicaciones que se hicieron para las bases.

EN EL SIGUIENTE CUADRO ESCRIBE LAS FORMULAS DE LAS SALES QUE SE FORMAN AL UNIR LOS METALES CON LOS RADICALES QUE SE TE INDICAN.

	SO_4^{-2}	SO_3^{-2}	NO_3^{-1}	PO_3^{-3}
Al^{+3}	1 $Al_2(SO_4)_3$	11 $Al_2(SO_3)_3$	21 $Al(NO_3)_3$	31 $Al PO_3$
Na^{+1}	2	12	22	32
K^{+1}	3	13	23	33
Ca^{+2}	4	14	24	34
Li^{+1}	5	15	25	34
Pb^{+2}	6	16	26	36
Pb^{+4}	7	17	27	37
Mg^{+2}	8	18	28	38
Ba^{+2}	9	19	29	39
Ag^{+1}	10	20	30	40

ESCRIBE EL NOMBRE DE LAS SALES TERNARIAS QUE FORMASTE EN EL CUADRO ANTERIOR.

- 1.- Sulfato de Aluminio 21.- Nitrato de Aluminio
- 2.- _____ 22.- _____
- 3.- _____ 23.- _____
- 4.- _____ 24.- _____
- 5.- _____ 25.- _____
- 6.- _____ 26.- _____
- 7.- _____ 27.- _____
- 8.- _____ 28.- _____
- 9.- _____ 29.- _____
- 10.- _____ 30.- _____
- 11.- Sulfito de Aluminio 31.- Fosfito de Aluminio
- 12.- _____ 32.- _____
- 13.- _____ 33.- _____
- 14.- _____ 34.- _____
- 15.- _____ 35.- _____
- 16.- _____ 36.- _____
- 17.- _____ 37.- _____
- 18.- _____ 38.- _____
- 19.- _____ 39.- _____
- 20.- _____ 40.- _____

SALES CUATERNARIAS

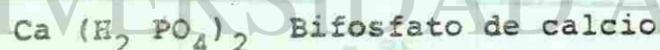
Son aquéllas que se obtienen a partir de un ácido ternario u oxiácido, al cual no le han sido sustituidos todos sus átomos de hidrógeno.

Ejemplos:



NOMENCLATURA DE SALES CUATERNARIAS

- 1.- Se dará el nombre del radical o ion poliatómico negativo anteponiendo el prefijo bi y siguiendo las instrucciones de sales ternarias.
- 2.- Se anotará la preposición de.
- 3.- Se nombrará el metal considerando la existencia de iones metálicos que presentan una o varias valencias.

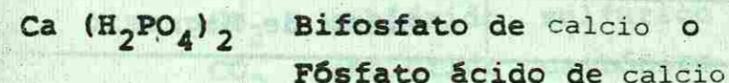
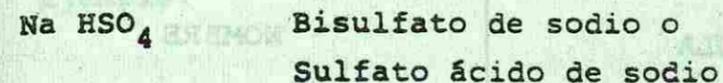
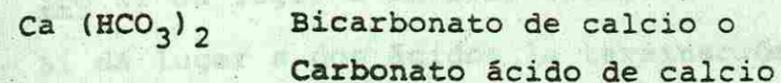


Otra forma de nombrar a las sales cuaternarias es si

guiente:

- 1.- Se nombrará el ion poliatómico negativo igual que en las ternarias.
- 2.- Se indicará la palabra ácido.
- 3.- Se anotará la preposición de.
- 4.- Se nombrará el metal o ion positivo.

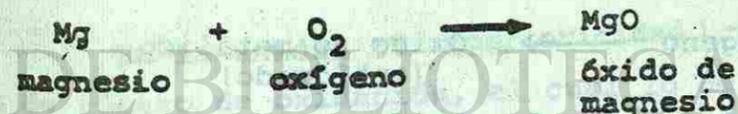
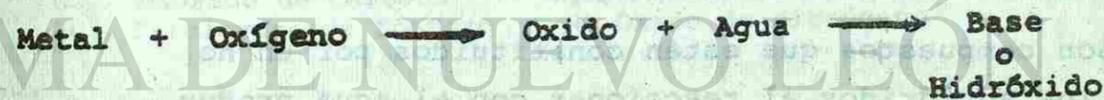
EMPLOS:



ÓXIDOS METÁLICOS

Estos compuestos están constituidos por un ión metálico y un átomo de oxígeno. Los óxidos tienen la propiedad de que al combinarse con el agua producen bases, las cuales podemos identificar con los indicadores antes mencionados.

Ejemplo:



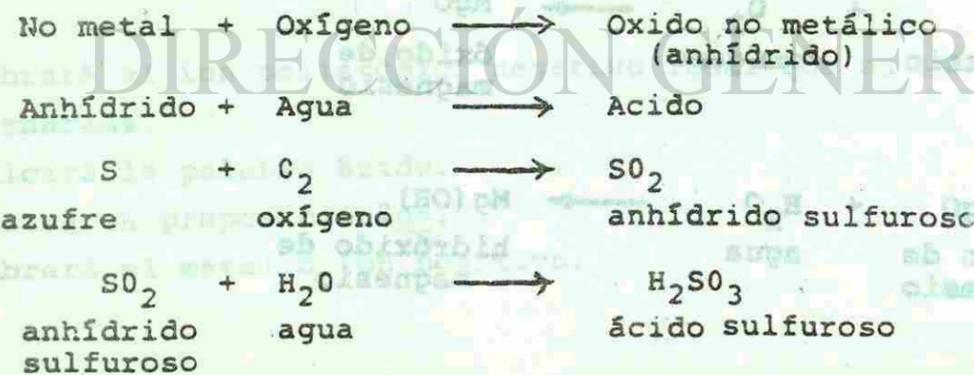
NOMENCLATURA DE OXIDOS

- 1.- Se escribe la palabra óxido.
- 2.- Se escribe el nombre del Ión metálico. (indicando su valencia cuando sea necesario).

ION Metálico	Oxígeno O^{-2}	FORMULA	NOMBRE
Mg ⁺²		MgO	Oxido de Magnesio
Pb ⁺²			
Pb ⁺⁴			
Ag ⁺¹			
Sn ⁺²			
Sn ⁺⁴			
Ba ⁺²			

Oxidos No Metálicos o Anhídridos

Son compuestos que están constituidos por un no metal y oxígeno, los anhídridos al reaccionar con el agua producen ácidos ternarios. Ejemplos:



NOMENCLATURA DE ANHIDRIDOS

- 1.- Se escribirá la palabra anhídrido.
 - 2.- Se escribe el nombre del no metal dándole la terminación ico si dá lugar a un solo ácido.
 - 3.- Si dá lugar a dos ácidos la terminación del no metal será oso para el menos oxigenado e ico para el más oxigenado.
- Ejemplo:

SO ₂	anhídrido sulfuroso
SO ₃	anhídrido sulfurico
CO ₂	anhídrido carbónico
N ₂ O ₃	anhídrido nitroso
N ₂ O ₅	anhídrido nítrico

La nomenclatura más utilizada para éste tipo de compuestos es la de compuestos binarios formados por dos no metales. El elemento que se encuentre primero en la siguiente serie se escribe primero en el compuesto (fórmula) y se nombra al final.

Si, B, P, H, C, S, I, Br, N, Cl, O, F

El nombre del segundo elemento de la fórmula conserva la terminación binaria (óxido o uro) y se utiliza un prefijo al nombre de cada elemento para indicar el número de átomos de ese elemento que hay en la molécula. Generalmente se omite el prefijo "mono" excepto cuando hace falta distinguir entre dos o más compuestos, como en el monóxido de carbono.

CO	Monóxido de carbono	N ₂ O	Monóxido de nitrógeno
CO ₂	Dióxido de carbono	N ₂ O ₄	Tetróxido de dinitrógeno
PCl ₃	Tricloruro de fósforo	NO	Óxido de nitrógeno

ION, CATION Y ANION

En la unidad IV (perioricidad) - - estudiamos el concepto de número de oxidación, el cual lo definimos como la carga aparente que tiene un átomo al combinarse; este concepto lo relacionaremos ahora con el concepto de ión, el cual lo definiremos como un átomo, o grupos ligados de átomos con carga eléctrica, - que puede ser positivo o negativo.

Cuando son positivos se llaman Cationes y cuando son negativos se llaman Aniones.

Los cationes se forman cuando el átomo pierde electrones y esto provoca que exista una diferencia entre la cantidad de protones y electrones en el átomo, ya que nosotros sabemos que los átomos son eléctricamente neutros; en el caso de los cationes la cantidad de protones es mayor que la cantidad de electrones por ejemplo el sodio tiene como átomo once protones y once electrones, los cuales se encuentran distribuidos en tres niveles; en el primer nivel se encuentran 2 electrones, en el segundo 8 electrones y en el tercer nivel un electrón; si este último es arrancado, existirán entonces 11 protones y 10 electrones y tendremos una diferencia de un protón, por lo que podemos tener ahora un catión uno positivo.



ATOMO DE SODIO

ION SODIO



Podemos concluir que generalmente se forma un catión cuando al átomo se le arrancan electrones de su último nivel.

LISTADO DE ALGUNOS CATIONES

Cationes uno Positivo

NOMBRE	SIMBOLO
Hidrógeno	H^+
Potasio	K^+
Sodio	Na^+
Litio	Li^+
Plata	Ag^+
Cobre	Cu^+
Mercurio (I)	Hg_2^{+2}

CATIONES DOS POSITIVO

NOMBRE	SIMBOLO
Bario	Ba^{+2}
Calcio	Ca^{+2}
Cadmio	Cd^{+2}
Magnesio	Mg^{+2}
Níquel	Ni^{+2}
Estroncio	Sr^{+2}

CATIONES DOS POSITIVO

NOMBRE	SIMBOLO
Zinc	Zn^{+2}
Cobre	Cu^{+2}
Hierro	Fe^{+2}
Plomo	Pb^{+2}
Estañó	Sn^{+2}
Mercurio	Hg^{+2}

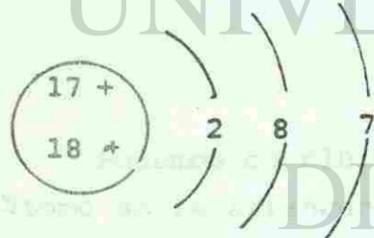
CATIONES TRES POSITIVO

NOMBRE	SIMBOLO
Aluminio	Al ⁺³
Bismuto	Bi ⁺³
Fierro	Fe ⁺³

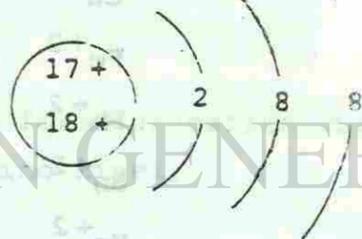
CATIONES CUATRO POSITIVO

NOMBRE	SIMBOLO
Estaño	Sn ⁺⁴
Plomo	Pb ⁺⁴

Los aniones, como lo hemos mencionado anteriormente, son iones con carga negativa y se forman cuando los átomos ganan electrones y existe una diferencia entre la cantidad de protones y electrones, observándose claramente que la cantidad de electrones es mayor que la cantidad de protones y así tendremos un anión; por ejemplo, el cloro tiene 17 protones y 17 electrones, que están distribuidos en tres niveles, de la siguiente manera: 2 electrones en el primer nivel, 8 en el segundo y 7 en el tercero; al ganar un electrón el átomo de cloro quedará con 18 electrones y 17 protones, dando lugar a un ión 1 negativo, o sea que el cloro sería un anión 1 negativo llamado comúnmente cloruro.



Átomo de Cloro



Ión Cloro
Anión

ANIONES UNO NEGATIVO

NOMBRE	SIMBOLO	NOMBRE DEL ANION
Bromo	Br ⁻¹	Bromuro
Cloro	Cl ⁻¹	Cloruro
Flúor	F ⁻¹	Fluoruro
Iodo	I ⁻¹	Ioduro

ANIONES DOS NEGATIVO

NOMBRE	SIMBOLO	NOMBRE DEL ANION
Oxígeno	O ⁻²	Oxide
Azufre	S ⁻²	Sulfuro

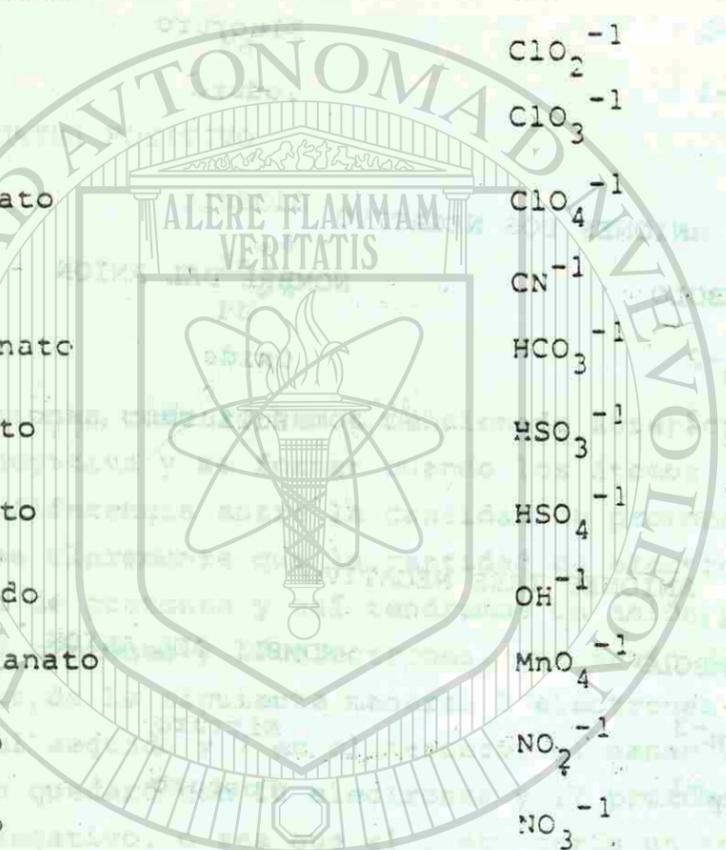
ANIONES TRES NEGATIVO

NOMBRE	SIMBOLO	NOMBRE DEL ANION
Nitrógeno	N ⁻³	Nitruro
Fósforo	P ⁻³	Fosfuro

Por definición, los iones también son grupos ligados de átomos que tienen carga eléctrica; estos grupos de átomos o agregados de átomos están unidos por enlaces covalentes y debido a que tienen carga son denominados iones y no moléculas; a estos iones, constituidos por dos o más átomos unidos por enlaces covalentes, se les denomina iones poliatómicos.

IONES POLIATOMICOS UNO NEGATIVO

NOMBRE	FORMULA DEL ION POLIATOMICO
Acetato	$C_2H_3O_2^{-1}$
Hipoclorito	ClO^{-1}
Clorito	ClO_2^{-1}
Clorato	ClO_3^{-1}
Perclorato	ClO_4^{-1}
Cianuro	CN^{-1}
Bicarbonato	HCO_3^{-1}
Bisulfito	HSO_3^{-1}
Bisulfato	HSO_4^{-1}
Hidróxido	OH^{-1}
Permanganato	MnO_4^{-1}
Nitrito	NO_2^{-1}
Nitrato	NO_3^{-1}



ANIONES POLIATOMICOS DOS NEGATIVO

NOMBRE	FORMULA DEL ION POLIATOMICO
Carbonato	CO_3^{-2}
Cromato	CrO_4^{-2}
Dicromato	$Cr_2O_7^{-2}$
Sulfato	SO_4^{-2}
Sulfito	SO_3^{-2}

ANIONES POLIATOMICOS TRES NEGATIVO

NOMBRE	FORMULA DEL ION POLIATOMICO
Fosfato	PO_4^{-3}
Fosfito	PO_3^{-3}

CATION POLIATOMICO

NOMBRE	FORMULA DEL ION
Amonio	NH_4^{+1}

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



- 17.- K_2CrO_4
- 18.- KOH
- 19.- HNO_2
- 20.- $Mg(OH)_2$
- 21.- $NaHCO_3$
- 22.- $HClO_4$
- 23.- $Sr(OH)_2$
- 24.- $LiMnO_4$
- 25.- $HMnO_4$
- 26.- $Zn(OH)_2$
- 27.- $K_2Cr_2O_7$
- 28.- $CuCl_2$
- 29.- HF
- 30.- $BaSO_4$
- 31.- $Pb(OH)_2$
- 32.- KI
- 33.- $Bi(OH)_3$
- 34.- H_3PO_4
- 35.- B
- 36.- Cu_2O

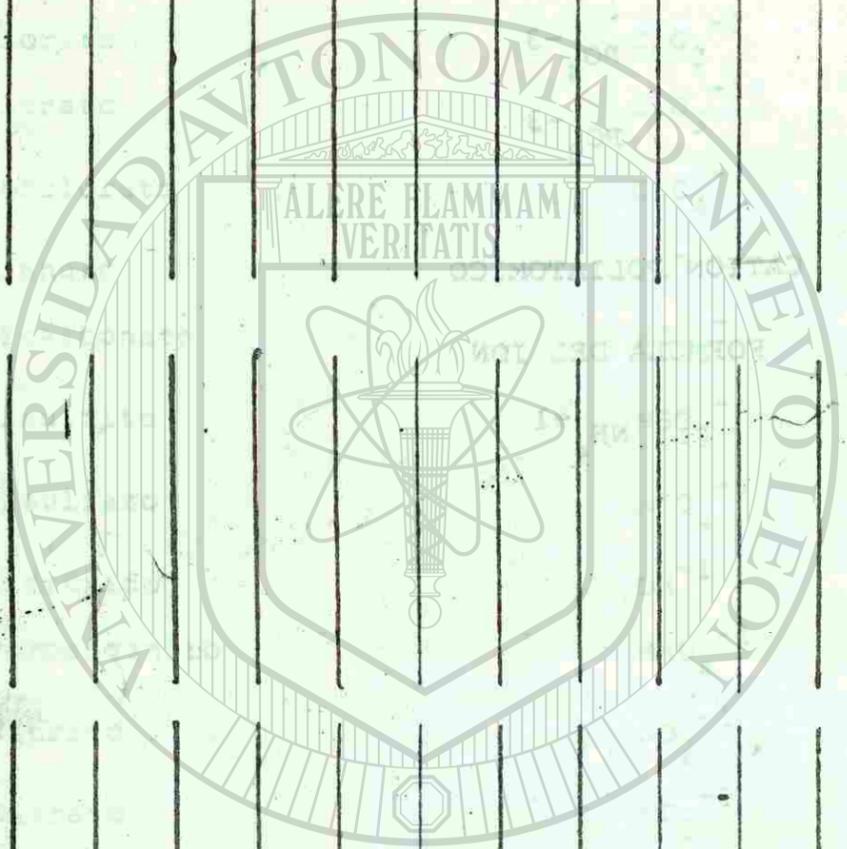
CLASIFICACION

FUNCION QUIMICA

NUMERO

PARA CADA ELEMENTO

- 1.- H_2CrO_4
- 2.- $CuOH$
- 3.- ZnS
- 4.- $H_2Cr_2O_7$
- 5.- AlP
- 6.- K_2CO_3
- 7.- SnO
- 8.- $Hg(OH)_2$
- 9.- $FeCl_2$
- 10.- Na_3PO_4
- 1.- H_2S
- 2.- NH_4OH
- 3.- $Cr_2(SO_4)_3$
- 4.- H_2SO_4
- 5.- $Ni(OH)_2$
- 6.- HBr

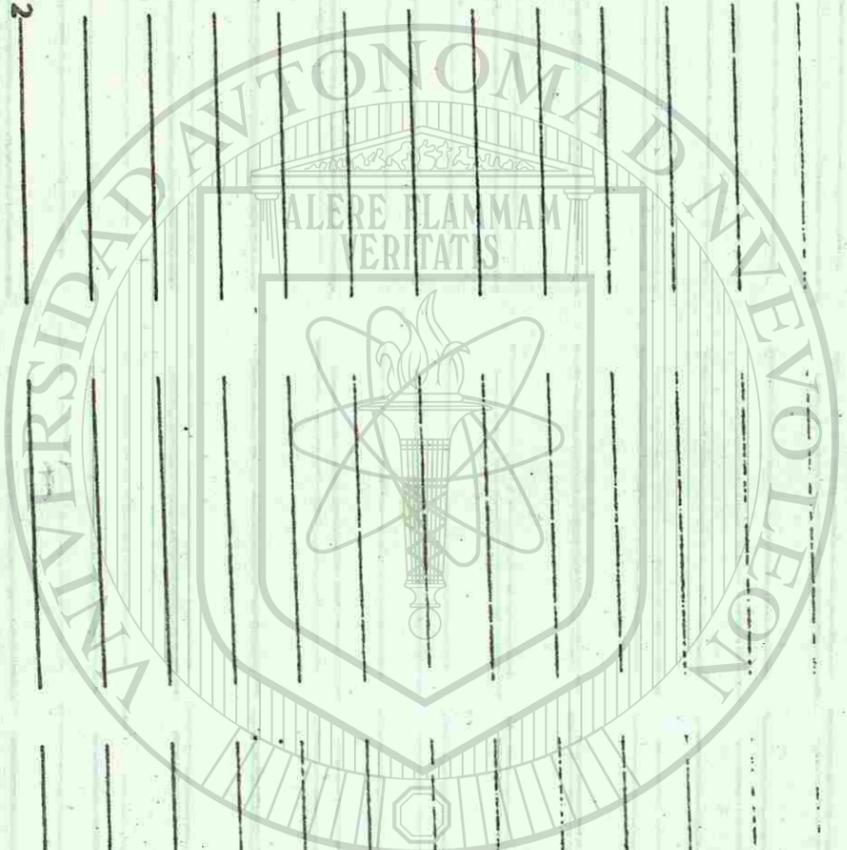


UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

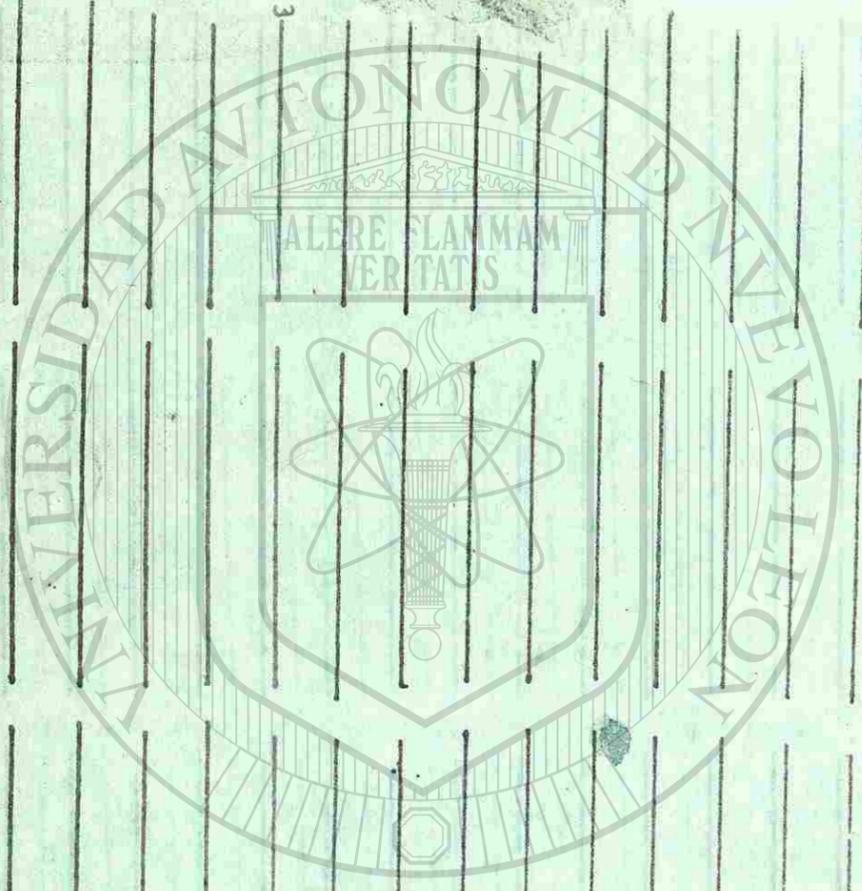
- 57.- PbI₂
- 58.- FeCl₃
- 59.- Cu(OH)₂
- 60.- CuCO₃
- 61.- KHSO₃
- 62.- SiO₂
- 63.- Ca(OH)₂
- 64.- Ni(NO₂)₃
- 65.- IINO₃
- 66.- Cd(OH)₂
- 67.- PbI₄
- 68.- Al₂O₃
- 69.- HClO
- 70.- CO₂
- 71.- CaHPO₃
- 72.- AgCl
- 73.- Sb(OH)₃
- 74.- MgSO₄
- 75.- HIO₃
- 76.- BaCl₂

- 37.- H₂CO₃
- 38.- K₂SO₃
- 39.- NaOH
- 40.- HCl
- 41.- K₃PO₄
- 42.- LiOH
- 43.- HClO₃
- 44.- Al₂S₃
- 45.- Zn(NO₃)₂
- 46.- AgOH
- 47.- CaI₂
- 48.- K₂SO₄
- 49.- Mg(NO₃)₂
- 50.- SO₂
- 51.- Fe(OH)₂
- 52.- Pb(NO₃)₂
- 53.- HI
- 54.- Mg(HSO₄)₂
- 55.- CuSO₄
- 56.- H₃PO₃



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN
 DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

- 78.-
- 79.-
- 80.-
- 81.-
- 82.-
- 83.-
- 84.-
- 85.-
- 86.-
- 87.-
- 88.-
- 89.-
- 90.-
- 91.-
- 92.-
- 93.-
- 94.-
- 95.-
- 96.-



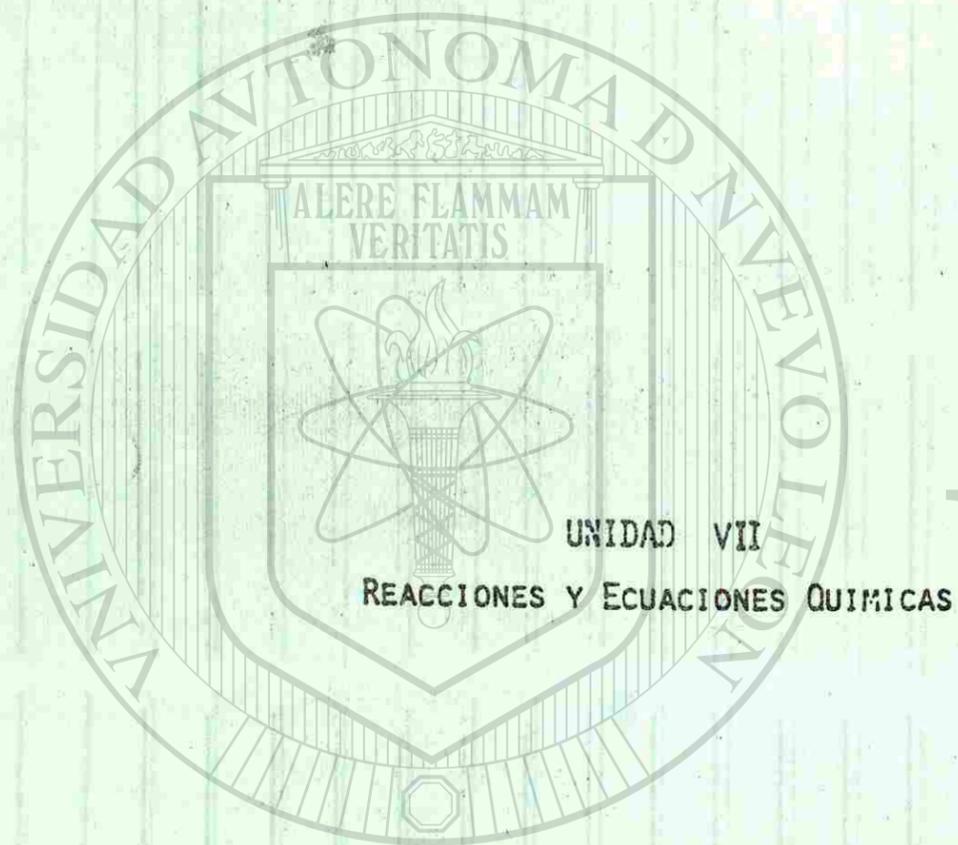
UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

- 97.- Co(OH)_3
- 98.- Na_2CO_3
- 99.- BiPO_4
- 100.- Sn(OH)_4
- 101.- CaO
- 102.- SiCl_4
- 103.- $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
- 104.- SO_3
- 105.- PbS
- 106.- Na_2HPO_4
- 107.- NO
- 108.- Cr_2O_3
- 109.- HNO_2
- 110.- $\text{Mg(HCO}_3)_2$

U A N L





UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

OBJETIVO PARTICULAR:	OBJETIVOS ESPECÍFICOS:
<p>Conocerá los diferentes tipos de reacción química y la forma de representarlos.</p>	<p>Diferenciará cada uno de los tipos de reacciones químicas.</p>
<p>Aplicará los diversos métodos de balanceo en la misma.</p>	<p>Diferenciará entre reactivos y productos en una ecuación química.</p> <p>Mencionará los factores que alteran la velocidad de una reacción química.</p>
	<p>Empleará los diferentes métodos para balancear las ecuaciones químicas.</p> <ul style="list-style-type: none"> a) Tanteo b) Redox

*La ilustración describe la investigación de la química dedicado a fines médicos. La industria farmacéutica moderna tuvo sus principios en este tipo de experimentos.



REACCIONES QUIMICAS

Las reacciones químicas son procesos en los cuales las sustancias, ya sean elementos o compuestos, interaccionan para formar otras sustancias con diferentes características a las que les dieron origen. En las reacciones químicas las moléculas, átomos o iones se combinan y se forman otras moléculas, átomos o iones diferentes a los iniciales, con propiedades y características diferentes.

ECUACIONES QUIMICAS

¿Cuánto hidrógeno y oxígeno se deben combinar para obtener un litro de agua? ¿Cuánto CO_2 se forma en la combustión del metano? Estas preguntas indican que la cantidad de producto final de cualquier reacción está siempre relacionada con la cantidad de reactivos. Esta relación de reactivos y productos se escribe mediante la ecuación química.

Las ecuaciones químicas son las representaciones de las reacciones químicas; esta representación se realiza generalmente con las fórmulas (símbolos) de las sustancias que intervienen en la reacción.

Una ecuación química está constituida por dos partes, la primera la forman los reactivos y la segunda los productos, y están separados por una flecha que indica: igual, produce o se obtiene.

Una ecuación química correctamente escrita debe estar balanceada; es decir, la cantidad de reactivos debe ser igual a la de productos, tanto en número de átomos como en masa (los mismos elementos en la misma cantidad) y así cumplirse la Ley de la Conservación de la Materia, la que podemos enunciar de la siguiente manera: "En toda reacción química no se gana ni se pierde masa".

Reactivos = Productos

Reactivos \longrightarrow Productos

En una ecuación química pueden encontrarse los siguientes símbolos como:

(ac) Solución acuosa

(s) Sólido

(l) Líquido

(g) Gas

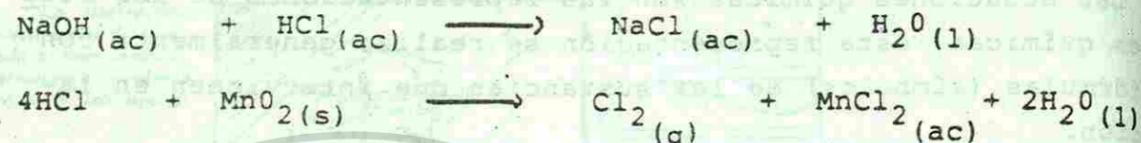
Gas

Precipitado

\triangle Calor

\rightleftharpoons Reversible

Ejemplo:



CLASIFICACION DE LAS REACCIONES QUIMICAS

Las reacciones químicas las podemos clasificar de diferentes puntos de vista.

Hay reacciones en las cuales se absorbe o se desprende calor. Desde este punto de vista las reacciones se clasifican en: - exotérmicas y endotérmicas.

Reacciones exotérmicas: son las que al verificarse producen calor.

Reacciones endotérmicas: son las que necesitan absorber calor para producirse.

En las gráficas de las reacciones endotérmicas y exotérmicas, se ilustra la cantidad de energía inicial y la cantidad de energía final, obsérvese que en la gráfica de la reacción endotérmica que la cantidad de energía final es mayor a la inicial debido a la energía que se absorbe y en la gráfica de la reacción exotérmica la cantidad de energía final es menor a la inicial, porque desprende energía. Ver pag. 179

Otra forma de clasificarlas es en: **Catalíticas y no catalíticas**; catalíticas son aquellas cuya velocidad es alterada por la presencia de sustancias en los reactivos, pero no son reactivos ni productos. A estas sustancias se les denomina **catalizadores**, -- las cuales actúan como mediadores, acelerando o retardando la velocidad de reacción y a la vez pueden o no sufrir mínimas variaciones; existen también las reacciones que no requieren catalizadores para producirse y son las no catalíticas.

Las reacciones químicas también se pueden clasificar en dos tipos, si tomamos en cuenta si hay o no oxidación. Así, las ecuaciones pueden ser de:

Oxidación-reducción (Redox)
Metátesis

De **oxidación-reducción**, si los elementos sufren cambios en sus números de oxidación.

De **metátesis**, si no sufren cambio los números de oxidación.

Otra forma de clasificar las reacciones es la que toma en cuenta la forma de descomponerse un compuesto en sus elementos, o como los átomos o iones de un compuesto desplazan a los de otro -- para formar nuevos compuestos.

Siguiendo las observaciones anteriores, las reacciones se clasifican en:

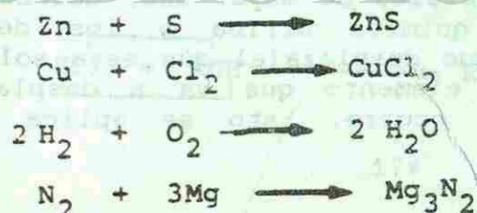
REACCIONES } REACCIONES DE SINTESIS
REACCIONES DE DESCOMPOSICION
REACCIONES DE DESPLAZAMIENTO O SUSTITUCION
REACCIONES DE DOBLE DESPLAZAMIENTO

" Cuadro Sinóptico 2.1 "

REACCIONES DE SINTESIS

Las reacciones de síntesis son aquéllas en las cuales dos o más elementos o compuestos se unen para formar un compuesto nuevo.

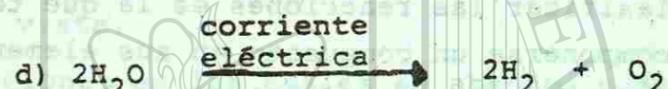
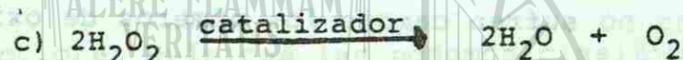
Ejemplo:



REACCIONES DE DESCOMPOSICION

Son las reacciones en las cuales un compuesto se separa en los elementos que lo integran, o en compuestos más simples.

Ejemplo:



REACCIONES DE DESPLAZAMIENTO O SUSTITUCION

Son reacciones en las cuales un elemento reacciona con un compuesto desplazando a uno de sus elementos.

Ejemplo:

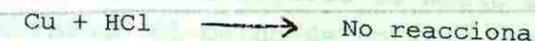
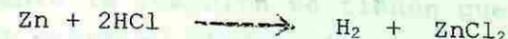


El Fe desplaza al Hg, tomando su lugar formando el FeS.

SERIE DE ACTIVIDAD DE LOS METALES

Se puede predecir si una **reacción de sustitución simple** va a ocurrir o no, utilizando la serie de actividad de los metales; en la cual se encuentran los metales de mayor uso, colocando los metales de mayor actividad química arriba y los de menor actividad abajo. Si el metal que desplaza (el que está solo) está por encima en la serie del elemento que va a desplazar (del compuesto), la reacción "sí" ocurre. Esto se aplica en los metales y en los halógenos.

Por ejemplo: El zinc metálico reemplaza al hidrógeno cuando reacciona con ácido clorhídrico. Pero el cobre metálico, la plata, mercurio y oro no desplazan al hidrógeno del ácido clorhídrico, porque están por debajo de él en la lista y por lo tanto son menos reactivos.



Serie de actividad

Metales	Halógenos
K	F ₂
Ca	Cl ₂
Na	Br ₂
Mg	I ₂
Al	
Zn	
Fe	
Ni	
Sn	
Pb	
H	
Cu	
Ag	
Hg	
Au	

mayor actividad ↑

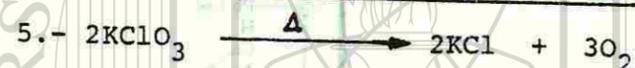
REACCIONES DE DOBLE DESPLAZAMIENTO O DOBLE SUSTITUCION

Son las reacciones que se realizan cuando dos compuestos que reaccionan intercambian iones para formar nuevos compuestos.

Ejemplos:



I.- IDENTIFICA LAS SIGUIENTES REACCIONES:



VELOCIDAD DE REACCION Y VARIABLES QUE LA AFECTAN

Para los fines de este curso, la velocidad de reacción la podemos definir como la rapidez con que se efectúa una reacción en cuanto a la cantidad de reactantes consumidos o productos formados en la unidad de tiempo.

La velocidad de reacción está afectada por diversas variables o factores, entre los cuales podemos mencionar.

- NATURALEZA DE LOS REACTIVOS
- LA CONCENTRACION DE LOS REACTIVOS
- LA TEMPERATURA
- LOS CATALIZADORES

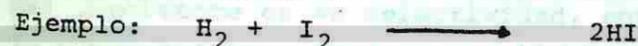
NATURALEZA DE LOS REACTIVOS

La naturaleza de los reactivos es una variable que implica mayor o menor velocidad de la reacción, debido a la estructura atómica y molecular de los reactivos, además de los tipos de enlace que durante la reacción se tienen que formar o romper. Por ejemplo: el potasio, al dejarlo al medio ambiente, reacciona rápidamente formando el óxido de potasio, no así el fierro que lo hace más lentamente y esto naturalmente debido a su estructura atómica que es diferente.

CONCENTRACION DE LOS REACTIVOS

Si la velocidad de reacción depende de la frecuencia de las colisiones de las moléculas a reaccionar, es de esperarse que si se aumenta la concentración (mayor número de moléculas en el mismo volumen) las colisiones serán más frecuentes y la velocidad de reacción más rápida.

A mayor concentración o pureza de los reactivos, mayor será la rapidez de la reacción. Esta afirmación está avalada por la Ley de Acción de Masas o Principio de Chatelier que dice: "la velocidad de reacción en un instante dado es proporcional a la concentración de los reactivos, en la cual cada concentración está elevada a un exponente igual al número de moles de la especie que participa en la reacción".



$$K_{eq} = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$$

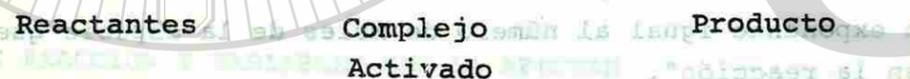
* Obsérvese que los coeficientes en la ecuación balanceada se convierten en exponentes en la expresión de equilibrio.

TEMPERATURA Y VELOCIDAD DE REACCION

Se dijo que la velocidad de reacción depende de la frecuencia de las colisiones; ahora, si se aumenta la temperatura, las moléculas tendrán más energía, por lo que se moverán más rápido y -- así las colisiones serán más frecuentes y con más energía.

En resumen, en casi todas las reacciones químicas un incremento en la temperatura trae como consecuencia un aumento en la velocidad de reacción; igualmente, si disminuye la temperatura, -- baja la velocidad de reacción.

Una explicación del porqué las sustancias reaccionantes se transforman en productos está dada por la Teoría del Estado de -- Transición. Según esta teoría los reactivos se combinan para formar un producto intermedio, inestable, llamado "Complejo activado", que espontáneamente se descompone dando los productos.



Para formarse [AB] se requiere de cierta energía, a esta energía que se requiere para formar el complejo activado se le llama -- "Energía de Activación".

El efecto de la temperatura sobre la velocidad de reacción está dado por la energía de activación y por el nivel de temperatura, de tal manera que podemos afirmar que:

"Las reacciones que tienen energía de activación alta son muy sensibles a la temperatura y si la energía es baja son poco sensibles".

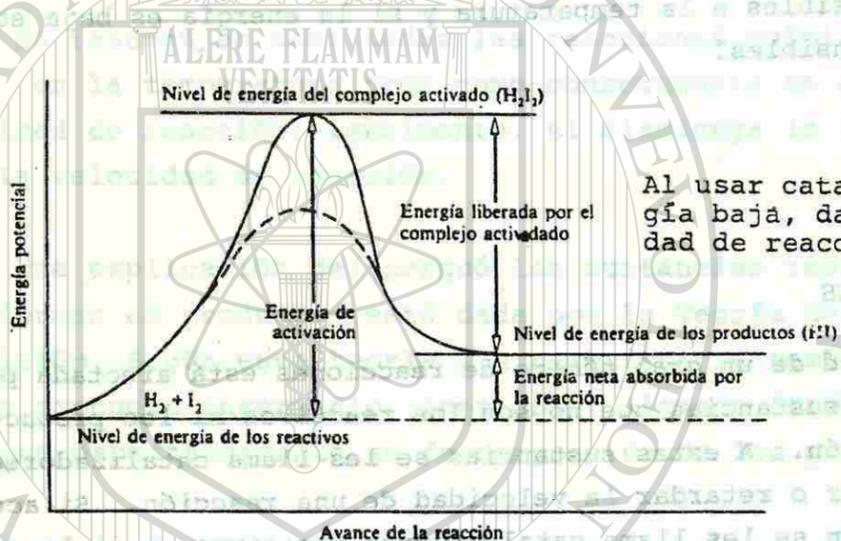
LOS CATALIZADORES

La velocidad de un gran número de reacciones está afectada por la presencia de sustancias que no son los reactivos ni los productos de la reacción. A estas sustancias se les llama catalizadores y pueden acelerar o retardar la velocidad de una reacción. Si aceleran la reacción se les llama catalizadores positivos y si la retardan se les denomina catalizadores negativos.

Los catalizadores tienen la propiedad de hacer variar la velocidad de las reacciones en miles de veces, pero, la característica más importante es su selectividad, entendiéndose por selectividad la propiedad que posee un catalizador para modificar sólo la velocidad de ciertas reacciones específicas, no afectando a las demás que forman el proceso.

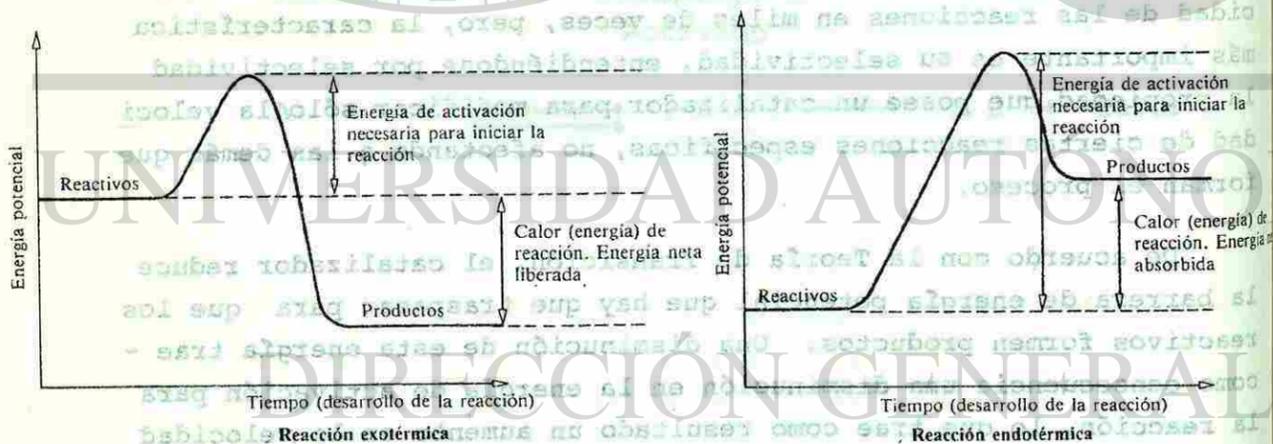
De acuerdo con la Teoría de Transición, el catalizador reduce la barrera de energía potencial que hay que traspasar para que los reactivos formen productos. Una disminución de esta energía trae -- como consecuencia una disminución en la energía de activación para la reacción, lo que trae como resultado un aumento en la velocidad de reacción.

El complejo activado, sin catalizador tiene una energía potencial alta, que hace que la velocidad de reacción sea baja.



Al usar catalizador la energía baja, dando una velocidad de reacción alta.

Tomado de: Hein Química

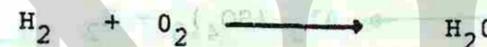


Cambios de energía en reacciones exotérmicas y endotérmicas.

BALANCEO DE ECUACIONES QUIMICAS

Debe recordarse que la materia no puede ser creada ni destruírse en una reacción química; por lo que las ecuaciones químicas, para que estén correctamente escritas deben de estar balanceadas, o sea cumplir con la Ley de la Conservación de la Materia y así tener que la cantidad de reactivo sea igual a la cantidad de producto.

La ecuación no puede ser balanceada cambiando los subíndices, porque ello cambiaría la identidad de la sustancia. Por ejemplo en la siguiente reacción:



La ecuación podría ser balanceada cambiando el H_2O por H_2O_2 pero el H_2O es agua y no es lo mismo que el H_2O_2 que es peróxido de hidrógeno. La ecuación debe ser balanceada introduciendo coeficientes:



Al balancear las ecuaciones químicas debe recordarse:

- 1.- Los subíndices de un compuesto son fijos; no pueden cambiarse para balancear la ecuación; se deben utilizar coeficientes.
- 2.- Los coeficientes utilizados deberán ser números enteros lo más pequeño posibles.
- 3.- El coeficiente multiplica a cada número en la fórmula, por ejemplo: $2 \text{H}_2\text{SO}_4$ contiene cuatro átomos de hidrógeno (H), dos átomos de azufre (S) y ocho átomos de oxígeno (O).

Existen varios métodos para balancear ecuaciones, entre los -- que mencionamos:

- Método de tanteo
- Método de oxidación-reducción o redox
- Método ION electrón
- Método algebraico

En este texto sólo nos referimos a los dos primeros.

METODO DE TANTEO

Este método consiste en poner coeficientes más pequeños que -- hagan que el número de átomos de cada elemento quede igual, tanto en reactivos como en los productos, siguiendo el orden que se pre -- senta a continuación:

- Primero los metales
- Después los no metales
- Por último hidrógeno y oxígeno



$$\text{Al} = 1 \times 2 = 2 \quad \text{Al} = 2$$

$$\text{S} = 1 \times 3 = 3 \quad \text{S} = 3$$

$$\text{H} = 6 \quad \text{H} = 2 \times 3 = 6$$

$$\text{O} = 12 \quad \text{O} = 12$$



$$\text{Al} = 1 \times 2 = 2 \quad \text{Al} = 2$$

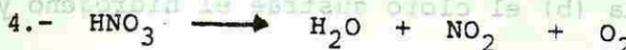
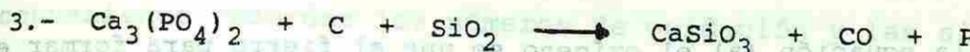
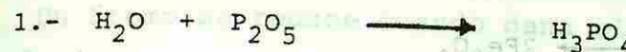
$$\text{C} = 1 \times 3 = 3 \quad \text{C} = 3$$

$$\text{H} = 6 + 6 = 12 \quad \text{H} = 2 \times 6 = 12$$

$$\text{O} = 6 + 9 = 15 \quad \text{O} = 9 + 6 = 15$$



BALANCEA LAS SIGUIENTES ECUACIONES POR EL METODO DE TANTEO



REACCIONES DE OXIDACION-REDUCCION

Se puede afirmar que, en química, las reacciones más importantes son las de oxidación-reducción.

En un principio se denominaban reacciones de oxidación a las reacciones en que una de las sustancias reaccionantes cedía oxígeno a otras, o era capaz de sustraerles hidrógeno, por ejemplo.



En la ecuación (a) el oxígeno se une al hierro para formar el óxido férrico y en la segunda (b) el cloro sustrae el hidrógeno y deja solo el azufre.

En cuanto a las reacciones de reducción eran aquellas en que una sustancia (llamada reductora) sustraía oxígeno, o cedía hidrógeno.

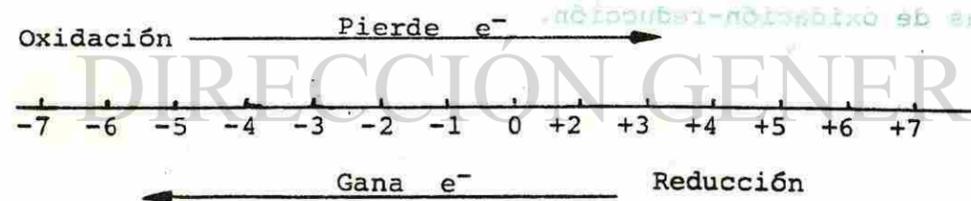


En la ecuación (c) el carbono le quita el oxígeno al hierro y en la (d) el agua cede hidrógeno.

En la actualidad las reacciones de oxidación-reducción se definen con un criterio más amplio, diciendo que son aquellas en las cuales hay un cambio en el número de oxidación en algunos de los elementos que intervienen en las fórmulas de la ecuación.

OXIDACION

Un átomo se oxida cuando pierde electrones, o su número de oxidación aumenta hacia un valor más positivo.



REDUCCION

Un átomo se reduce cuando gana electrones y su número de oxidación disminuye hacia un valor menos positivo.

Para encontrar qué se oxida y qué se reduce en una ecuación es conveniente recordar los números de oxidación y las siguientes reglas:

REGLAS

- 1.- Para cualquier elemento libre o átomo no combinado, su número de oxidación es cero.
- 2.- Los no-metales tienen números de oxidación negativos cuando se combinan directamente con los metales y positivos si se combinan con el oxígeno.
- 3.- El hidrógeno tiene número de oxidación +1 generalmente, menos en los hidruros en los que actúa con número de oxidación de -1.
- 4.- El oxígeno tiene generalmente número de oxidación -2, excepto en los peróxidos en los que actúa con -1.
- 5.- Los metales tienen números de oxidación positivos en todos los compuestos.
- 6.- Al sumar algebraicamente los números de oxidación de los átomos que forman un compuesto, su suma es cero.
- 7.- Al sumar algebraicamente los números de oxidación de los átomos que forman un ión poliatómico, su suma es igual a la carga del ión.

Antes de pasar a determinar qué se oxida y qué se reduce en una ecuación química, debemos saber escribir en cada fórmula sus números de oxidación, los cuales se escriben arriba de cada elemento que está dentro de la fórmula tomando en cuenta la regla seis, la cual también se puede interpretar de la siguiente manera: en todos los compuestos el número de cargas positivas es igual al número de cargas negativas; es decir, los compuestos son eléctricamente neutros.

Ejemplos:

a) Escribir los números de oxidación del HCl y del CaO



b) Escribir los números de oxidación del H₂SO₄

En este caso el compuesto tiene tres elementos; para determinar su número de oxidación, se procede a escribir primero los números de oxidación de los elementos que están en los extremos y luego, por diferencia, se obtiene el número de oxidación del elemento central.



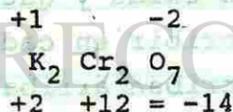
El hidrógeno tiene +1 que multiplicado por 2, que es el número de átomos que hay, da +2; el oxígeno tiene -2, que multiplicado por 4 que es el número de átomos de oxígeno, da 8-; por lo tanto, para neutralizar las 8-, teniendo +2, se necesitan 6+, que serán los del azufre (S).



(Totales de cargas que hay en los extremos)

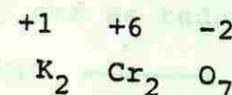
Los números que se escribieron abajo sirven para comprobar que las cargas positivas son igual a las negativas; ya teniendo práctica, el cálculo debe hacerse mentalmente.

c) Escribe los números de oxidación de los elementos del K₂Cr₂O₇



El potasio tiene +1, por 2 átomos que hay da +2; el oxígeno tiene -2, por 7 átomos que hay da 14-, y para neutralizar las 14-,

teniendo solo +2, será 12+ que corresponderán a los dos cromos que hay; pero como se escribe sólo el número de oxidación de un átomo, se divide entre dos y da 6+, que será el número de oxidación del cromo (Cr).



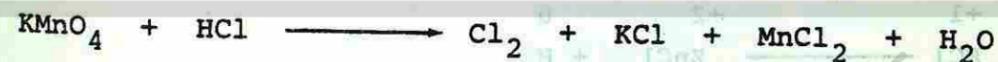
DETERMINAR QUE SE OXIDA Y QUE SE REDUCE EN UNA ECUACION QUIMICA.

Pasos a seguir:

- 1.- Tener la ecuación esquelética.
- 2.- Escribir los números de oxidación en ejercicio, en cada una de las fórmulas que forman la ecuación.
- 3.- Tachar o eliminar los números de oxidación que quedaron con igual valor en reactivos y productos; si en estos últimos existen átomos del mismo elemento, unos con igual valencia y otros con distinta, sólo se tachan las valencias iguales.
- 4.- Escribir debajo de la ecuación los elementos que cambian de número de oxidación; indicar qué elemento se oxida y cuál se reduce, por medio de la recta numérica antes dada.

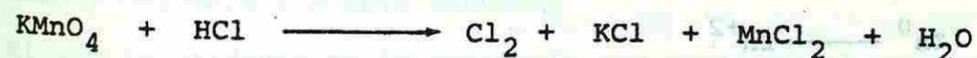
EJEMPLOS:

a) Indicar qué se oxida y qué se reduce en la siguiente ecuación:

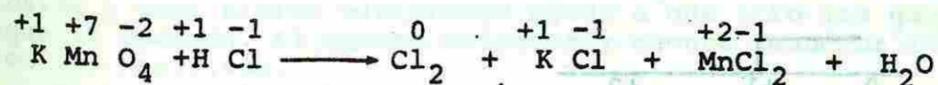


PASOS:

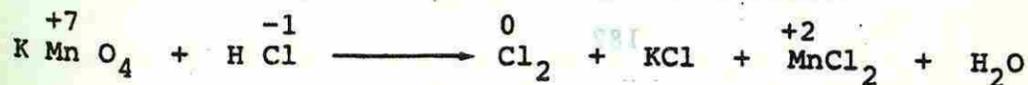
1.- Ecuación dada:



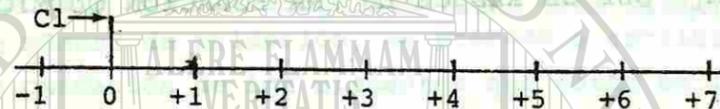
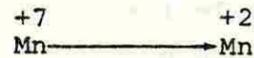
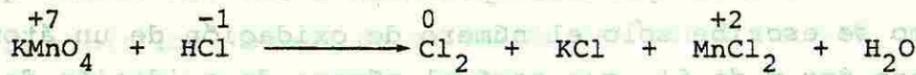
2.- Escribe los números de oxidación.



3.- Tachar o eliminar los números de oxidación.



4.- Escribe debajo de la ecuación los elementos....



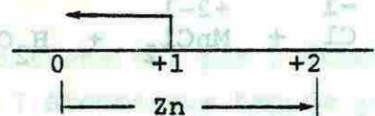
El Mn de 7+ pasa a 2+, se reduce en 5 (gana 5e⁻)

El Cl de 1- pasa a 0, se oxida en 1 (pierde 1e⁻)

b) Determinar qué se oxida y qué se reduce en la siguiente ecuación:



1.- Ecuación.



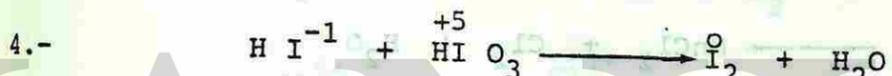
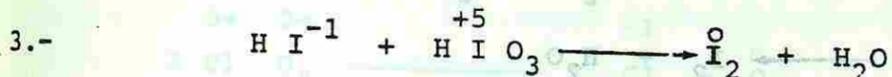
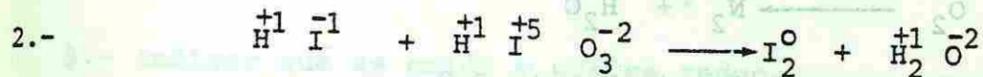
El Zn de 0 pasa a +2, se oxida en 2+

El H de 1+ pasa a 0, se reduce en 1-

c) Indicar qué se oxida y qué se reduce en la siguiente ecuación:



1.- Ecuación:

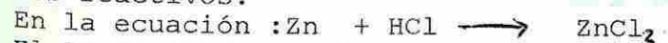


El Iodo -1 pasa a I⁰, se oxida en 1-

El Iodo +5 pasa a I⁰, se reduce en 5-

AGENTE OXIDANTE Y AGENTE REDUCTOR

El agente oxidante es la sustancia que contiene al elemento que se reduce y como gana electrones ayuda a que otro se oxide, el agente reductor es la sustancia que contiene el elemento que se oxida y como pierde electrones ayuda a que otro los gane o sea que se reduzca. Al agente oxidante y agente reductor los buscamos en los reactivos.



El Zn se oxida por lo que es el agente reductor y el hidrógeno se reduce por lo que el HCl es el agente oxidante.

PROBLEMAS

ENCONTRAR LOS ELEMENTOS QUE SE OXIDAN O SE REDUCEN:
EL AGENTE OXIDANTE Y AGENTE REDUCTOR.

- 1.- $KI + Cl_2 \longrightarrow KCl + I_2$
- 2.- $Na + HCl \longrightarrow NaCl + H_2$
- 3.- $Al + NaOH \longrightarrow Na_3AlO_3 + H_2$
- 4.- $NH_3 + O_2 \longrightarrow N_2 + H_2O$
- 5.- $CuO + NH_3 \longrightarrow Cu + N_2 + H_2O$
- 6.- $HIO_3 + HI \longrightarrow I_2 + H_2O$
- 7.- $HCl + MnO_2 \longrightarrow MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$
- 8.- $Fe + KOH \longrightarrow FeO + K_2O + H_2$
- 9.- $KMnO_4 + HCl \longrightarrow Cl_2 + KCl + MnCl_2 + H_2O$
- 10.- $K_2Cr_2O_7 + HBr \longrightarrow KBr + CrBr_3 + H_2O + Br_2$

BALANCEO DE ECUACIONES POR EL METODO
DE OXIDACION-REDUCCION (REDOX)

Para comprender mejor el balanceo de ecuaciones por el método de Redox, ilustraremos los pasos a seguir por medio de ejemplos. (Los tres primeros pasos son los utilizados en la determinación de oxidación y reducción en una ecuación).

Ejemplo 1:

Balancear la siguiente ecuación por el método de Redox.



PASOS:

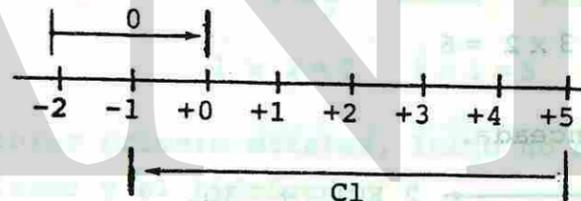
1.- Escribir la ecuación esquelética.



2.- Escribir los números de oxidación y tachar los que no sufren cambios.



3.- Indicar qué se oxida y qué se reduce.



El Cl de 5+ pasa a 1-, se reduce en 6-
El O de -2 pasa a 0, se oxida en 2-

4.- Los números de oxidación y reducción encontrados escribirlos bajo la ecuación de un solo lado (donde estén separados los átomos oxidados o reducidos) y multiplicarlos por la cantidad de átomos que hay de ese elemento.



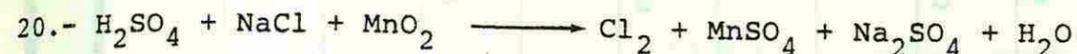
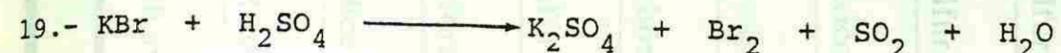
$$6 \times 1 = 6 \quad 2 \times 2 = 4$$

(El cloro se redujo en 6+, se escribió abajo y se multiplicó por 1, porque hay un solo átomo de cloro en la fórmula. El oxígeno se oxidó en 2 y se multiplicó por dos porque la

PROBLEMAS

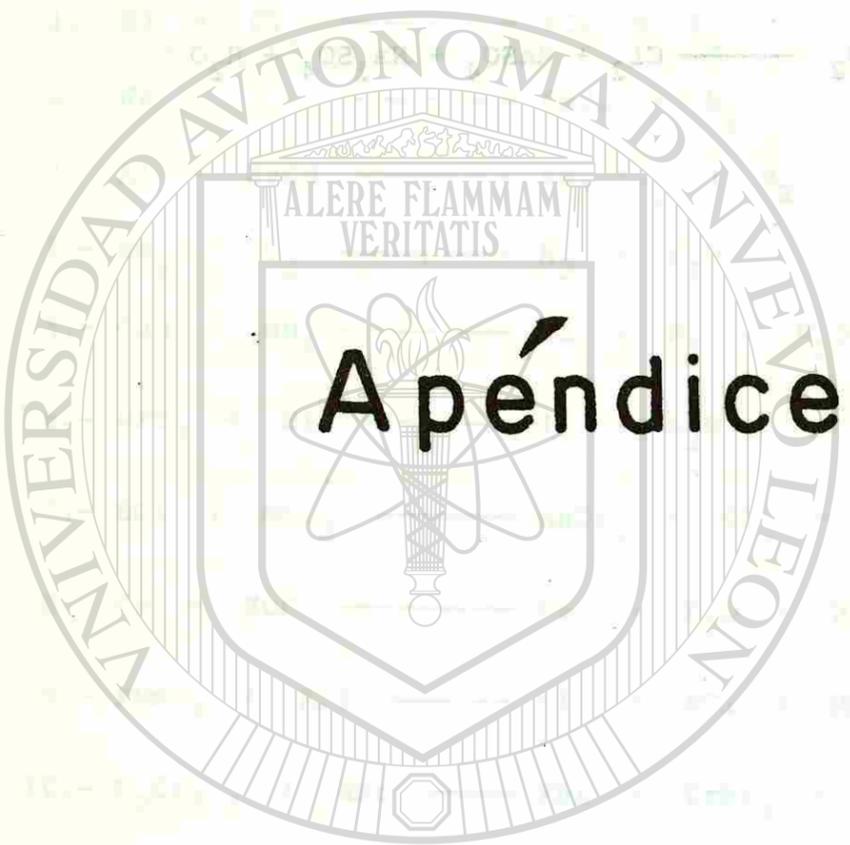
BALANCEAR LAS SIGUIENTES ECUACIONES POR EL METODO REDOX.

- 1.- $KI + Cl_2 \longrightarrow KCl + I_2$
- 2.- $Na + HCl \longrightarrow NaCl + H_2$
- 3.- $Al + NaOH \longrightarrow Na_3AlO_3 + H_2$
- 4.- $NH_3 + O_2 \longrightarrow N_2 + H_2O$
- 5.- $CuO + NH_3 \longrightarrow Cu + N_2 + H_2O$
- 6.- $HIO_3 + HI \longrightarrow I_2 + H_2O$
- 7.- $HCl + MnO_2 \longrightarrow MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$
- 8.- $Fe + KOH \longrightarrow FeO + K_2O + H_2$
- 9.- $KMnO_4 + HCl \longrightarrow Cl_2 + KCl + MnCl_2 + H_2O$
- 10.- $K_2Cr_2O_7 + HBr \longrightarrow KBr + CrBr_3 + Br_2 + H_2O$
- 11.- $NaIO_3 + NaHSO_3 + Na_2CO_3 \longrightarrow I_2 + Na_2SO_4 + CO_2 + H_2O$
- 12.- $HNO_3 + H_2S \longrightarrow H_2SO_4 + NO + H_2O$
- 13.- $Cu + HNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$
- 14.- $K_2Cr_2O_7 + HCl \longrightarrow KCl + CrCl_3 + Cl_2 + H_2O$
- 15.- $I_2 + HNO_3 \longrightarrow HIO_3 + NO_2 + H_2O$
- 16.- $Na_2S + Na_2SO_4 + SiO_2 \longrightarrow Na_2SiO_3 + SO_2$
- 17.- $As_2O_3 + HNO_3 + H_2O \longrightarrow H_3AsO_4 + NO_2$



Comparación de nombres de ácidos, aniones y sales para algunos compuestos ternarios

Ácido	Anión	Fórmulas y nombres de sales típicas
H ₂ SO ₄ Ácido sulfúrico	SO ₄ ²⁻ Ion sulfato	CaSO ₄ Fe ₂ (SO ₄) ₃ Sulfato de calcio Sulfato de Hierro(III) o sulfato férrico
H ₂ SO ₃ Ácido sulfuroso	SO ₃ ²⁻ Ion sulfito	Na ₂ SO ₃ Ag ₂ SO ₃ Sulfito de sodio Sulfito de plata
HNO ₃ Ácido nítrico	NO ₃ ⁻ Ion nitrato	KNO ₃ Hg(NO ₃) ₂ Nitratato de potasio Nitratato de mercurio(II) o nitratato mercuríco
HNO ₂ Ácido nitroso	NO ₂ ⁻ Ion nitrito	KNO ₂ Co(NO ₂) ₂ Nitrito de potasio Nitrito de cobalto(II) o nitrito cobaltoso
H ₂ CO ₃ Ácido carbónico	CO ₃ ²⁻ Ion carbonato	Li ₂ CO ₃ BaCO ₃ Carbonatato de litio Carbonatato de bario
H ₃ PO ₄ Ácido fosfórico	PO ₄ ³⁻ Ion fosfato	AlPO ₄ Zn ₃ (PO ₄) ₂ Fosfato de aluminio Fosfato de zinc
H ₃ PO ₃ Ácido fosforoso	PO ₃ ³⁻ Ion fosfito	Na ₃ PO ₃ Zn ₃ (PO ₃) ₂ Fosfito de sodio Fosfito de zinc
HIO ₃ Ácido yódico	IO ₃ ⁻ Ion yodato	AgIO ₃ Cu(IO ₃) ₂ Yodato de plata Yodato de cobre(II), o yodato cúprico
HC ₂ H ₃ O ₂ Ácido acético	C ₂ H ₃ O ₂ ⁻ Ion acetato	Pb(C ₂ H ₃ O ₂) ₂ NH ₄ C ₂ H ₃ O ₂ Acetato de plomo (II) Acetato de amonio
H ₂ C ₂ O ₄ Ácido oxálico	C ₂ O ₄ ²⁻ Ion oxalato	CaC ₂ O ₄ (NH ₄) ₂ C ₂ O ₄ Oxalato de calcio Oxalato de amonio



Apéndice

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

LISTA DE ELEMENTOS CON SUS SÍMBOLOS Y MASAS ATÓMICAS

MASA ATÓMICA (UMA)		MASA ATÓMICA (UMA)		MASA ATÓMICA (UMA)				
SIM-BOLO	NUM. ATOM.	ELEMENTO	SIM-BOLO	NUM. ATOM.	ELEMENTO			
Actinio	89	Ga	31	69.72	Polonio	Po	84	209
Aluminio	13	Ge	32	72.59	Potasio	K	19	39.0983
Americio	95	Hf	72	178.49	Praseodimio	Pr	59	140.9077
Antimonio	51	Ha	105	(262)	Prometio	Pm	61	(145)
Argón	18	He	2	4.00260	Protactinio	Pa	91	231.0359
Arsénico	33	Hidrógeno	H	1.0080	Radio	Ra	88	226.0254
Astático	85	Hierro	Fe	55.847	Radón	Rn	86	(222)
Azufre	16	Holmio	Ho	164.9303	Renio	Re	75	186.207
Bario	56	Indio	In	114.82	Rodio	Rh	45	102.9055
Berilio	4	Iodo	I	126.9045	Rubidio	Rb	37	85.4678
Berkelio	97	Iridio	Ir	192.22	Rutenio	Ru	44	101.07
Bismuto	83	Kriptón	Kr	83.80	Rutherfordio ^b	Rf	104	(261)
Boro	5	Lantano	La	138.9055	Samario	Sm	62	150.4
Bromo	35	Lawrencio	Lr	(257)	Selenio	Se	34	78.96
Cadmio	48	Litio	Li	6.941	Silicio	Si	14	28.0855
Calcio	20	Lutecio	Lu	174.967	Sodio	Na	11	22.9898
Californio	98	Magnesio	Mg	24.305	Talio	Tl	81	204.47
Carbono	6	Manganeso	Mn	54.9380	Tántalo	Ta	73	180.9479
Cerio	58	Mendelevio	Md	(256)	Tecnecio	Tc	43	98.9062
Cesio	55	Mercurio	Hg	200.59	Telurio	Te	52	127.60
Cloro	17	Molibdeno	Mo	95.94	Terbio	Tb	65	158.9254
Cobalto	27	Neodimio	Nd	144.24	Titanio	Ti	22	47.90
Cobre	29	Neón	Ne	20.179	Torio	Th	90	232.0381
Cromo	24	Neptunio	Np	237.0482	Tulio	Tm	69	168.9342
Curio	96	Niobio	Nb	92.9064	Tungsteno	W	74	183.85
Disproscio	66	Niquel	Ni	58.70	Unileno	Un	109	(266)
Einstenio	99	Nitrógeno	N	14.0067	Unihexio	Uhx	106	(263)
Erbio	68	Nobelio	No	(255)	Unilictio	Uno	108	(265)
Escandio	21	Oro	Au	196.9665	Unilseptio	Uns	107	(262)
Estaño	50	Osmio	Os	190.2	Uranio	U	92	238.029
Estroncio	38	Oxígeno	O	15.9994	Vanadio	V	23	50.9415
Europio	63	Paladio	Pd	106.4	Xenón	Xe	54	131.30
Fermio	100	Plata	Ag	107.868	Yterbio	Yb	70	173.04
Fluor	9	Platino	Pt	195.09	Ytrio	Y	39	88.9059
Fósforo	15	Plomo	Pb	207.2	Zinc	Zn	30	65.37
Francio	87	Plutonio	Pu	(244)	Zirconio	Zr	40	91.22
Gadolinio	64							

BIBLIOGRAFIA

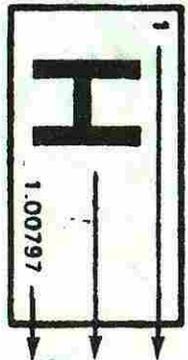
Keenan - Kleinfelter - Wood
 QUIMICA GENERAL - Universitaria, Ed. CECSA, 1987.

Whitten Gailey, Davis -
 QUIMICA GENERAL, 3a. Edición, Mc. Graw Hill, 1992.

ENCICLOPEDIA INTERACTIVA COMPTON 1994.
 COMPTON'S NEW MEDIA.

Leo J. Malone
 INTRODUCCION A LA QUIMICA, 1a. Edición, Ed. LIMUSA, 1988.





Número atómico
 Símbolo del elemento
 Peso atómico

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

IA IIA IIIB IVB VB VIB VIB VIIIB IB IIB IIIA IVA VA VIA VIIA 0

PERIODOS

1	H	METALES DE TRANSICIÓN																He
2	Li	Be	METALES DE TRANSICIÓN										B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg	METALES DE TRANSICIÓN										Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	METALES DE TRANSICIÓN										Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	METALES DE TRANSICIÓN										In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	METALES DE TRANSICIÓN										Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	METALES DE TRANSICIÓN										Pb	Bi	Po	At	Rn	

* * *

La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lw

