

ÁREA I



QUÍMICA I

$E=mc^2$

REYNOLDO
292791-10

1er. Semestre



Preparatoria Núm. 15



1920

QD40
Q5

ÁI

•

QUÍMICA

I

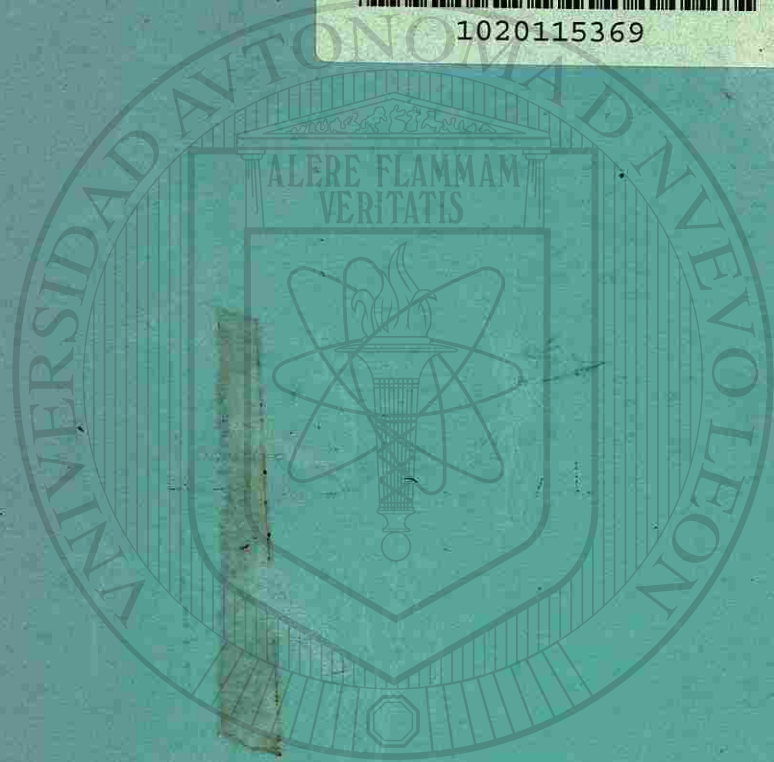
•

1er. Semestre

0113-40760

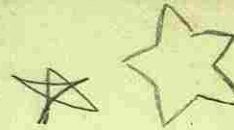


1020115369



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



Ley de gases idea

Metodo # Ciencias CPUC Matemáticas = PV = nRT

Arquitectura
Temperatura de gases (atm)
Constante universal de gases (atm lit / mol K)
Temperatura de gases (atm lit / mol K)

3 9 27
3 3 27
3 3 27

Reynol

$$P = K_1 T$$
$$\frac{P}{T} = K$$

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Requisito

Traductor Prop
106
107
108

$$\frac{2a(a+b)^2}{3b^3} = \frac{2a^2(a+b)}{3b^3}$$
$$\frac{25acbe}{12c^2} = \frac{3cbe}{12c^2}$$

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

7+3y
7+3y
x/5 = 59-01-84
57-00-67

729
729
729
729

0K = T + 273
CAMBIO TEMPERATURA

V = K/P
LEYES

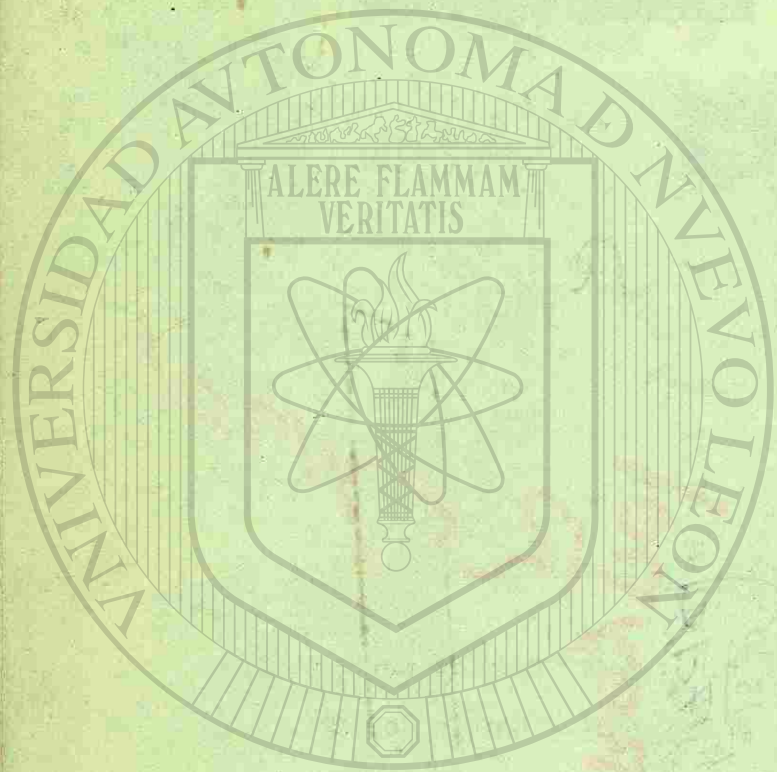
PV = nRT
P1V1 = P2V2

V = K1 T =

V/T = K

Reynol

5901-78
5901-78
5901-78
5901-78



19800 € 100 gr. Hielo⁵
37.5g 2 lts
3.5

PUN

QUÍMICA I.

9.91506 98

UANI

Coordinadores:

Q.B.P. Filiberto de la Garza O.
L.C.B. Graciela García de Garza.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE LICENCIATURAS

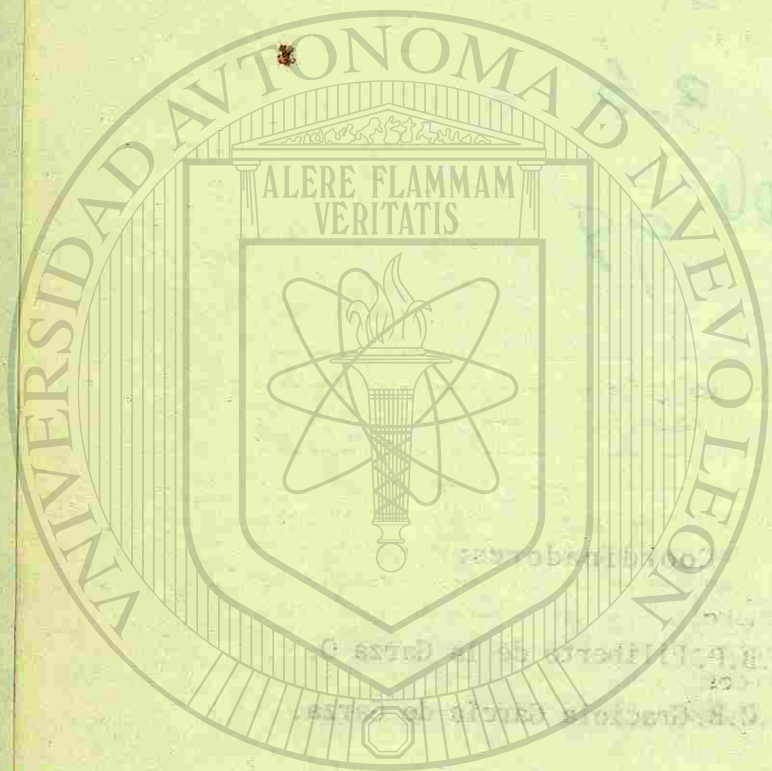


Para Jones
Ejercicios
60/61, 62/63/64
Martes
Objo de Unidad II
Cuest. de p. pag 148



®

GD40
Q5



FONDO UNIVERSITARIO

ÍNDICE.

PÁG.

CAP.

I QUÉ ES LA QUÍMICA.

1-1	Definición.-----	1
1-2	Cambio físico y cambio químico.-----	1
1-3	La composición de la materia.-----	3
1-4	Los compuestos.-----	4
1-5	Mezclas.-----	5
1-6	Comportamiento de la materia.-----	6
1-7	La energía también se conserva.-----	7
1-8	La combinación de las leyes de la conservación de la materia y la energía.-----	7
1-9	Formas de la materia.-----	9
1-10	Los símbolos químicos.-----	11
1-11	Diferencia entre átomos y moléculas.-----	16

II TEORÍAS Y ESTRUCTURA ATÓMICA.

2-1	Introducción.-----	17
2-2	La primera teoría atómica.-----	17
2-3	Estructura atómica.-----	18
2-4	Descubrimiento del electrón.-----	18
2-5	El electrón como componente fundamental del átomo.-----	21
2-6	El protón.-----	22
2-7	La radiactividad.-----	23
2-8	Se descubren los rayos alfa, beta y gamma.-----	25
2-9	Se descubre el núcleo atómico.-----	26
2-10	Dimensiones atómicas.-----	28
2-11	Descubrimiento del neutrón.-----	29
2-12	Estructura del núcleo.-----	30

CAP.		PÁG.
2-13	Se descubren los isótopos.-----	32
2-14	Cálculo de los pesos atómicos.-----	32
2-15	Redefinición de términos.-----	34
2-16	Conclusión sobre la estructura atómica.-----	35
III GASES.		
3-1	Teoría cinética molecular de los gases.-----	37
3-2	Modelo de un gas ideal.-----	41
3-3	Cómo afecta la concentración de un gas.-----	41
3-4	Cómo afecta la temperatura.-----	42
3-5	Unidades de presión.-----	43
3-6	Leyes de los gases.-----	45
3-7	Combinación de las leyes de los gases.-----	55
3-8	Ley de Dalton y las presiones parciales.-----	57
3-9	Obtención de gases en el laboratorio.-----	60
IV LA TABLA PERIÓDICA.		
4-1	Los gases nobles como modelo.-----	67
4-2	Gases nobles o raros.-----	68
4-3	Descubrimiento de los gases nobles.-----	71
4-4	Algunas propiedades de los gases nobles.-----	73
4-5	Utilidad de los gases nobles.-----	74
4-6	Grupo de halógenos.-----	75
4-7	Propiedades de los halógenos.-----	76
4-8	Obtención de halógenos.-----	77
4-9	Uso de los halógenos.-----	78
4-10	Metales alcalinos.-----	80
4-11	La ley periódica.-----	83
4-12	Relación entre valencia y grupos de la tabla pe- riódica.-----	84
4-13	Los freones.-----	85
V SIGNIFICADO DE SÍMBOLOS, FÓRMULAS Y MANERA CORREC- TA DE ESCRIBIR LAS FÓRMULAS QUÍMICAS.		
5-1	Introducción.-----	87

CAP.		PÁG.
5-2	Observaciones de Gay-Lussac.-----	88
5-3	Intervención de Avogadro.-----	91
5-4	Hipótesis de Avogadro.-----	92
5-5	Pesos relativos de moléculas y átomos.-----	94
5-6	La unidad de masa atómica y los pesos atómicos y moleculares relativos.-----	96
5-7	El mol.-----	98
5-8	Volumen molar de los gases.-----	99
5-9	Fórmulas químicas.-----	99
5-10	Determinación del peso de un mol de un compuesto a partir de su fórmula.-----	101
5-11	Interpretación de las ecuaciones químicas.-----	103
5-12	Ecuaciones químicas ajustadas.-----	105
5-13	Interpretación de valencia.-----	108
5-14	Forma de escribir correctamente una fórmula quími- ca.-----	110
VI HIDRÓGENO, OXÍGENO Y AGUA.		
6-1	El hidrógeno.-----	117
6-2	Distribución del hidrógeno en la tierra.-----	117
6-3	Isótopos del hidrógeno.-----	118
6-4	El oxígeno.-----	119
6-5	Descubrimiento del oxígeno.-----	120
6-6	El ozono.-----	121
6-7	El agua.-----	123
6-8	Tipos de aguas.-----	123
6-9	Naturaleza dipolar del agua.-----	127
6-10	Fuerzas de Van der Waals y puntos de ebullición.-----	128
6-11	El agua y el enlace de hidrógeno.-----	131
6-12	Modelo de agua líquida.-----	134
6-13	El agua, caso excepcional.-----	136
6-14	Propiedades químicas del agua.-----	139
6-15	El peróxido de hidrógeno.-----	140
6-16	Usos del peróxido de hidrógeno.-----	141
6-17	Obtención del peróxido de hidrógeno.-----	142

CAP.		PÁG.
VII	DISOLUCIONES.	
7-1	Tipos de soluciones.-----	143
7-2	Energía y disolución.-----	149
7-3	Molaridad.-----	151
7-4	Molalidad.-----	155
7-5	Efectos del soluto en las propiedades de la solución.-----	156
7-6	Electrolitos y no electrolitos.-----	157
7-7	Coloides.-----	164

BIBLIOGRAFÍA.

167

ÍNDICE DE UNIDADES DE ÁREA I. (CIENCIAS NATURALES).

UNIDAD	I.	-----	I
UNIDAD	II.	-----	VII
UNIDAD	VIII.	-----	XIII
UNIDAD	IX.	-----	XIX
UNIDAD	X.	-----	XXIII
UNIDAD	XII.	-----	XXIX
UNIDAD	XIV.	-----	XXXIII
UNIDAD	XV.	-----	XXXIX

NOTA: Las unidades III, IV, V, VI, VII, XI, XIII; las encontrarás en el otro tomo de Ciencias Naturales (Física I).

INTRODUCCIÓN.

El objetivo primordial de la ciencia es desarrollar una descripción de la realidad, fundamentalmente en las observaciones de los eventos que ocurren y los objetivos materiales que existen en nuestro ambiente. La Química es una ciencia muy activa que se ocupa de la estructura y el comportamiento de la materia. Estamos rodeados de objetos materiales, así como de organismos vivos, que tienen una existencia material. A los químicos les interesa la investigación de la naturaleza de toda la materia que va de las sustancias simples como el agua, hasta el material biológico complejo, como el ácido desoxiribonucleico (DNA). El deseo del hombre de poder describir de qué están hechos los objetos y de qué manera la estructura de estos objetos hace que tengan ciertas propiedades es lo que ha hecho el desarrollo de la Química como ciencia. Desde un punto de vista práctico se buscan las propiedades convenientes de la materia. Las sustancias que son útiles (para curar las enfermedades, explotar, intoxicar y las de olor agradable y desagradable) y que pueden ser transformadas en cosas (ropa, utensilios y herramientas) se aíslan de la naturaleza o se sintetizan a partir de otras sustancias, los químicos investigan la naturaleza y experimentan con sustancias, para desarrollar y refinar teorías relativas a la estructura y comportamiento de la materia.

Nadie se escapa de haber recibido algún beneficio de las aplicaciones prácticas de la Química. Las sustancias químicas sintéticas y naturales se usan como drogas y medicamentos. La productividad agrícola se ha acrecentado gracias a sustancias químicas que actúan como insecticidas y fertilizantes. Muchos productos importantes, como alimentos, gasolina y plásticos, se obtienen a partir de procesos químicos. En realidad, la vida moderna no sería tan conveniente para nosotros sin la tecnología de la Química. Sin embargo, esta-

CAP.		PÁG.
VII	DISOLUCIONES.	
7-1	Tipos de soluciones.-----	143
7-2	Energía y disolución.-----	149
7-3	Molaridad.-----	151
7-4	Molalidad.-----	155
7-5	Efectos del soluto en las propiedades de la solución.-----	156
7-6	Electrolitos y no electrolitos.-----	157
7-7	Coloides.-----	164

BIBLIOGRAFÍA.	167
---------------	-----

ÍNDICE DE UNIDADES DE ÁREA I. (CIENCIAS NATURALES).

UNIDAD I.	I
UNIDAD II.	VII
UNIDAD VIII.	XIII
UNIDAD IX.	XIX
UNIDAD X.	XXIII
UNIDAD XII.	XXIX
UNIDAD XIV.	XXXIII
UNIDAD XV.	XXXIX

NOTA: Las unidades III, IV, V, VI, VII, XI, XIII; las encontrarás en el otro tomo de Ciencias Naturales (Física I).

INTRODUCCIÓN.

El objetivo primordial de la ciencia es desarrollar una descripción de la realidad, fundamentalmente en las observaciones de los eventos que ocurren y los objetivos materiales que existen en nuestro ambiente. La Química es una ciencia muy activa que se ocupa de la estructura y el comportamiento de la materia. Estamos rodeados de objetos materiales, así como de organismos vivos, que tienen una existencia material. A los químicos les interesa la investigación de la naturaleza de toda la materia que va de las sustancias simples como el agua, hasta el material biológico complejo, como el ácido desoxiribonucleico (DNA). El deseo del hombre de poder describir de qué están hechos los objetos y de qué manera la estructura de estos objetos hace que tengan ciertas propiedades es lo que ha hecho el desarrollo de la Química como ciencia. Desde un punto de vista práctico se buscan las propiedades convenientes de la materia. Las sustancias que son útiles (para curar las enfermedades, explotar, intoxicar y las de olor agradable y desagradable) y que pueden ser transformadas en cosas (ropa, utensilios y herramientas) se aíslan de la naturaleza o se sintetizan a partir de otras sustancias, los químicos investigan la naturaleza y experimentan con sustancias, para desarrollar y refinar teorías relativas a la estructura y comportamiento de la materia.

Nadie se escapa de haber recibido algún beneficio de las aplicaciones prácticas de la Química. Las sustancias químicas sintéticas y naturales se usan como drogas y medicamentos. La productividad agrícola se ha acrecentado gracias a sustancias químicas que actúan como insecticidas y fertilizantes. Muchos productos importantes, como alimentos, gasolina y plásticos, se obtienen a partir de procesos químicos. En realidad, la vida moderna no sería tan conveniente para nosotros sin la tecnología de la Química. Sin embargo, esta-

mos aprendiendo que cuando utilizamos sustancias para vivir cómodamente en nuestro medio ambiente, este medio se altera y puede contaminarse. La comprensión de la contaminación del medio ambiente requiere del conocimiento de los procesos químicos que producen la contaminación. Es más, una solución de la contaminación requerirá necesariamente del desarrollo de una tecnología química apropiada. Es importante aprender algo de química para comprender la naturaleza de nuestro medio ambiente y los peligros que nos amenazan.

La Química comprende un gran número de hechos observados y muchas teorías. La Físicoquímica estudia los fenómenos químicos asociados con la materia. La Química Analítica es la rama de la Química que trata de la determinación de la composición de los diferentes tipos de materia. La Química Orgánica comprende el estudio de los compuestos del elemento químico llamado carbono. La Química Inorgánica comprende el estudio de los elementos químicos que no son carbono. La Bioquímica es la rama de la Química que se ocupa de la Química de los procesos Biológicos. La Física y la Química son ciencias que están íntimamente relacionadas y la Química es fundamental para la Biología Moderna. La ciencia agrícola, la médica, la ciencia oceanográfica, la ingeniería, la ciencia espacial y la ciencia del medio ambiente, todas tienen que ver con la Química.

En este pequeño libro el alumno podrá aprender y comprender los conceptos básicos de nuestro medio ambiente.

Los Autores.

1er. SEMESTRE.

ÁREA I.

UNIDAD I.

¿QUÉ ES LA QUÍMICA?

La Química, es una de las ramas de mayor importancia dentro del estudio de las Ciencias Naturales.

La historia nos muestra que el hombre de épocas pasadas, a pesar de los escasos recursos materiales y técnicos que poseía, fue capaz de emplear en cierto modo esta ciencia.

En la actualidad, la ciencia ha evolucionado grandemente, utilizando modernos y efectivos métodos y con ello han surgido descubrimientos o inventos de relevante importancia, tales como: antibióticos, vacunas, plásticos, la bomba atómica, insecticidas, jabones, etc.: que han cambiado notablemente la forma de vida y el destino de la humanidad.

En esta unidad estudiaremos los conceptos y definiciones más elementales en la química y con ello lograremos introducirnos un poco más en el estudio del "Maravilloso Mundo de las Ciencias".

OBJETIVOS.

Al terminar esta unidad el alumno deberá ser capaz de:

- 1.- Definir qué es química.
- 2.- Definir así como diferenciar entre sí los siguientes conceptos:
 - a) Cambio físico.
 - b) Cambio químico.

Citar ejemplo de los dos.

mos aprendiendo que cuando utilizamos sustancias para vivir cómodamente en nuestro medio ambiente, este medio se altera y puede contaminarse. La comprensión de la contaminación del medio ambiente requiere del conocimiento de los procesos químicos que producen la contaminación. Es más, una solución de la contaminación requerirá necesariamente del desarrollo de una tecnología química apropiada. Es importante aprender algo de química para comprender la naturaleza de nuestro medio ambiente y los peligros que nos amenazan.

La Química comprende un gran número de hechos observados y muchas teorías. La Físicoquímica estudia los fenómenos químicos asociados con la materia. La Química Analítica es la rama de la Química que trata de la determinación de la composición de los diferentes tipos de materia. La Química Orgánica comprende el estudio de los compuestos del elemento químico llamado carbono. La Química Inorgánica comprende el estudio de los elementos químicos que no son carbono. La Bioquímica es la rama de la Química que se ocupa de la Química de los procesos Biológicos. La Física y la Química son ciencias que están íntimamente relacionadas y la Química es fundamental para la Biología Moderna. La ciencia agrícola, la médica, la ciencia oceanográfica, la ingeniería, la ciencia espacial y la ciencia del medio ambiente, todas tienen que ver con la Química.

En este pequeño libro el alumno podrá aprender y comprender los conceptos básicos de nuestro medio ambiente.

Los Autores.

1er. SEMESTRE.

ÁREA I.

UNIDAD I.

¿QUÉ ES LA QUÍMICA?

La Química, es una de las ramas de mayor importancia dentro del estudio de las Ciencias Naturales.

La historia nos muestra que el hombre de épocas pasadas, a pesar de los escasos recursos materiales y técnicos que poseía, fue capaz de emplear en cierto modo esta ciencia.

En la actualidad, la ciencia ha evolucionado grandemente, utilizando modernos y efectivos métodos y con ello han surgido descubrimientos o inventos de relevante importancia, tales como: antibióticos, vacunas, plásticos, la bomba atómica, insecticidas, jabones, etc.: que han cambiado notablemente la forma de vida y el destino de la humanidad.

En esta unidad estudiaremos los conceptos y definiciones más elementales en la química y con ello lograremos introducirnos un poco más en el estudio del "Maravilloso Mundo de las Ciencias".

OBJETIVOS.

Al terminar esta unidad el alumno deberá ser capaz de:

- 1.- Definir qué es química.
- 2.- Definir así como diferenciar entre sí los siguientes conceptos:
 - a) Cambio físico.
 - b) Cambio químico.

Citar ejemplo de los dos.

3.- Definir los siguientes términos así como diferenciarlos entre sí:

- a) Elemento.
- b) Compuesto.
- c) Mezcla.
- d) Mezcla homogénea.
- e) Mezcla heterogénea.

4.- Enunciar las siguientes leyes:

- a) Ley de la conservación de la energía.
- b) Ley de la conservación de la materia.
- c) La combinación de las leyes de la conservación de la materia y la energía.

5.- Describir brevemente en qué consisten los 3 estados o formas de la materia:

- a) Sólido.
- b) Líquido.;
- c) Gaseoso.

6.- Reconocer y escribir correctamente los símbolos que representan a los elementos químicos para que puedas cumplir con los objetivos anteriormente señalados, deberás emplear el siguiente:

PROCEDIMIENTO.

- 1.- Deberás estudiar detenidamente y basandote en los objetivos, del presente capítulo.
- 2.- Practica en el pizarrón con tu maestro la simbología de la química ya que es de primordial importancia para el estudio de esta ciencia.
- 3.- Cualquier duda que tengas consúltala con tu maestro o con el coordinador de la materia.
- 4.- Es importante recordarte que este capítulo te proporcionara las bases necesarias para el estudio de la Química, por lo cual te recomiendo lo estudies con mucho cuidado.

PRE-REQUISITO.

Deberás entregar a tu maestro la siguiente autoevaluación contestada, un día antes de la fecha del examen de esta unidad para que con ello tengas derecho a presentar tu examen, de lo contrario no tendrás derecho.

AUTOEVALUACIÓN.

Resuelve correctamente las siguientes preguntas;

I.- Piensa detenidamente e indica si cada uno de los ejemplos siguientes corresponde a un cambio físico o a uno químico:

- a) El horneado de un pastel.
- b) La ruptura de un cristal.
- c) La ebullición del agua.
- d) La fusión de la cera.
- e) Freir un huevo.
- f) El congelamiento del agua.
- g) La oxidación de un metal expuesto al aire y al agua.
- h) La dilución de azúcar en agua.
- i) Quemar un papel.
- j) La separación del agua en Hidrógeno y Oxígeno.

II.- Enuncia la Ley de la Conservación de la Energía, así como la de la conservación de la materia.

III.- Define los siguientes términos:

a) Química: _____

b) Elemento: _____

c) Compuesto: _____

d) Cambio físico: _____

e) Cambio químico: _____

f) Mezcla: _____

g) Mezcla Heterogénea: _____

h) Mezcla Homogénea: _____

i) Átomo: _____

j) Molecula: _____

IV.- Asigna símbolo a los siguientes elementos.

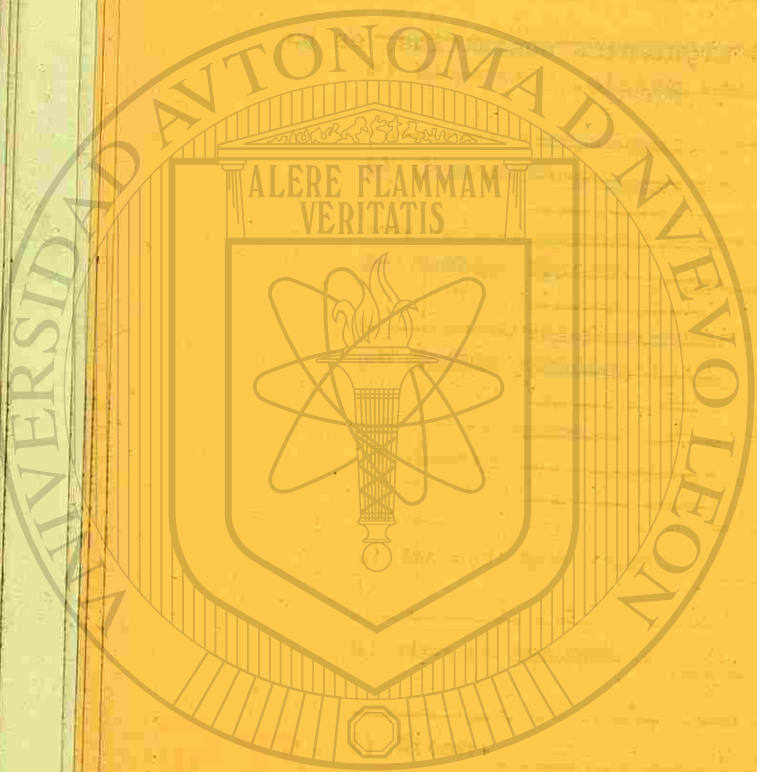
- | | | | |
|--------------|-------|-------------|-------|
| a) Hidrógeno | _____ | h) Sodio | _____ |
| b) Calcio | _____ | i) Hierro | _____ |
| c) Nitrógeno | _____ | j) Plata | _____ |
| d) Carbono | _____ | k) Fósforo | _____ |
| e) Plomo | _____ | l) Estaño | _____ |
| f) Uranio | _____ | m) Mercurio | _____ |
| g) Oxígeno | _____ | n) Cobre | _____ |

o) Potasio _____

p) Cloro _____

V.- Indica si cada una de las siguientes sustancias, es un elemento, un compuesto o una mezcla.

- | | |
|------------------------|-------|
| a) Aire | _____ |
| b) Agua | _____ |
| c) Hielo | _____ |
| d) Fierro | _____ |
| e) Acero | _____ |
| f) Vapor de agua | _____ |
| g) Leche | _____ |
| h) Agua con sal | _____ |
| i) Mercurio | _____ |
| j) Refresco de naranja | _____ |
| k) Gasolina | _____ |
| l) Azúcar pura | _____ |



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

CAPÍTULO I.

QUÉ ES LA QUÍMICA.

1-1 DEFINICIÓN.

El hombre desde que existe como tal, ha evolucionado a través del tiempo, avanzando en el conocimiento de todo lo que le rodea; para ello ha dividido el conocimiento humano en dos grandes divisiones que son: las ciencias humanas y las ciencias naturales.

Dentro de las Ciencias Naturales encontramos ubicada a la química.

La química se define como: la ciencia que se encarga del estudio de la naturaleza, de la materia y de las transformaciones o cambios en la composición de la misma. Es decir, que por ejemplo sabemos que el agua está formada por hidrógeno y oxígeno y que al combinarse estos elementos se forma el agua; pues bien, la química estudia lo que es el agua y por qué y cómo es que puede convertirse en dos gases diferentes como lo son el hidrógeno y el oxígeno.

Para comprender aún más esta definición de química recordemos que materia es todo aquello que ocupa un lugar en el espacio. Así, de esta manera la química estudiará la composición de todo aquello que sea considerado materia y aún más, las transformaciones de ésta.

1-2 CAMBIO FÍSICO Y CAMBIO QUÍMICO.

La materia experimenta cambios que básicamente pueden clasificarse en 2 grandes categorías; cambios físicos y cam-

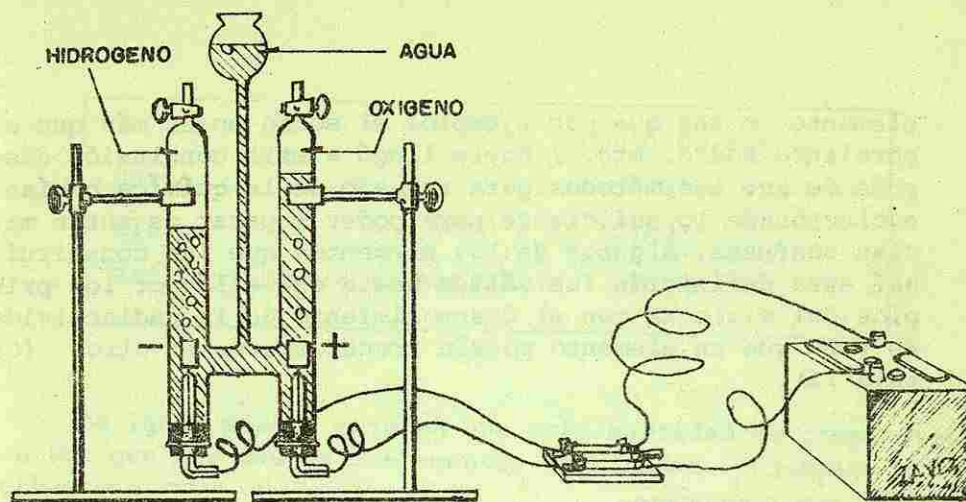
bios químicos.

Los cambios físicos serán aquellos en donde la naturaleza fundamental de la materia no es alterada. Ejemplo de ello son los cambios de estado del agua, o sea, que el agua líquida puede pasar a hielo o bien, a vapor de agua (gas) sin que con ello sea alterada la naturaleza fundamental de la misma, o sea que continúa siendo agua solo que pasa a estado sólido o gaseoso. Dicho de otra manera la composición química del agua sigue siendo la misma en los tres estados sólido, líquido y gaseoso.

Con los cambios químicos no sucede lo mismo, ya que en un cambio químico la naturaleza fundamental de la materia es alterada. Para comprenderlo estudiemos de nueva cuenta a el agua (H_2O).

Mediante este proceso químico conocido como electrólisis, el agua puede ser separada en sus componentes que son hidrógeno (H_2) y oxígeno (O_2); en este caso ocurrió un cambio químico puesto que el agua que en un principio teníamos poseía propiedades físicas y químicas definidas o exclusivas y al ser descompuesta en hidrógeno y oxígeno, éstos tendrán sus propias características diferentes entre sí y diferentes al agua; o sea que en conclusión, la naturaleza fundamental del agua sí ha sido alterada.

Otra característica importante que acentúa la diferencia entre un cambio físico y uno químico, es que salvo algunas excepciones los cambios químicos absorben o liberan mayor cantidad de energía que cuando ocurre algún cambio físico. Como ejemplo podríamos citar a la propia agua; cuando formamos un gramo de agua a partir de hidrógeno y oxígeno desprende 47 veces más energía que cuando un gramo de agua líquida se congela para formar un gramo de hielo.



F-1

Fig. 1-1. Electrólisis del agua.

1-3 LA COMPOSICIÓN DE LA MATERIA.

Elementos desde que el filósofo griego Empédocles, nacido allá por el año 500 a. de C. expresó la teoría de que la materia estaba compuesta por 4 sustancias o elementos que eran: el aire, la tierra, el fuego y el agua; nadie más ideó o estructuró alguna nueva teoría que destruyera la anterior. Así, durante mucho tiempo prevaleció esa teoría y aún cuando muchos científicos trataban de encontrar algo más adecuado a la realidad se encontraban con grandes problemas para separar las sustancias dado el hecho que las sustancias se encontraban mezcladas en una confusión tal que a los pioneros de esta tarea clasificatoria debió parecerles que algún gigante bromista las había agitado con alguna paleta gigantesca.

No fue sino hasta por el año de 1661 en que Roberto Boyle, científico inglés, logró desarrollar una definición más o menos clara de lo que era un elemento. Boyle definió un elemento como: *sustancia que no puede descomponerse en otras sustancias más sencillas.* Esta definición implica que un elemento dado está constituido exclusivamente por ese ele-

elemento, o sea que por ejemplo, el sodio no es más que cien por ciento sodio, etc. Boyle llegó a esta conclusión después de que los métodos para trabajo de la química habían evolucionado lo suficiente para poder separar de entre mezclas confusas, algunos de los elementos que las constituían; así, esta definición fue válida hasta que allá por los principios del siglo XX con el descubrimiento de la radiactividad se supo que un elemento podría transformarse en otro. (Capítulo II).

1-4 LOS COMPUESTOS.

Muchas de las sustancias que se encuentran en la naturaleza se encuentran en una forma que actualmente se conoce como compuesto.

Los compuestos se definen como: *sustancias formadas por dos o más elementos combinados de tal forma que sólo la acción química puede separarlos.* Esto quiere decir que los elementos se combinan químicamente para formar compuestos y cuando esto ocurre cada elemento pierde sus propiedades particulares y así el compuesto formado tendrá nuevas características propias y diferentes de los elementos que lo forman.

Para comprender mejor esto exponamos un ejemplo: el bario (Ba) y el cloro (Cl) se combinan químicamente para formar el cloruro de bario ($BaCl_2$), en la siguiente tabla veamos cómo es que cambian las propiedades de los elementos y aparece una propiedad nueva del compuesto. (En este caso solo citaremos una propiedad física como lo es el punto de fusión. Punto de fusión es la temperatura a la cual un sólido está en equilibrio con su líquido, o sea que es la temperatura a la cual un sólido comienza a licuarse).

	Punto de fusión
Bario	710°C
Cloro	-102°C
$BaCl_2$ (cloruro de bario)	962°C

De igual manera existen una gran cantidad de compuestos en los que hay más de 2 elementos combinados. Ejemplos de ellos son:

$KClO_3$	Clorato de potasio
NaOH	Hidróxido de sodio
$K_2Cr_2O_7$	Dicromato de potasio
Na_2SO_4	Sulfato de sodio
HNO_3	Ácido nítrico

1-5 MEZCLAS.

Las mezclas se definen como: *material formado por dos o más sustancias (que pueden ser elementos o compuestos) que no están combinados químicamente.* Aún cuando las partículas de estas sustancias están íntimamente mezcladas, cada una de ellas puede ser identificada por sus propiedades originales. Es por esto que se llega a la conclusión de no estar combinadas químicamente.

En la vida diaria manejamos mayoritariamente mezclas. Ejemplos de éstas son: el aire, la tierra, el petróleo, la leche, el papel, y casi todos los alimentos que ingerimos diariamente.

Las propiedades de una mezcla son en gran parte las mismas de los elementos o compuestos que la formen. Por ejemplo, si se mezclan hierro y azufre pulverizados ambos, y posteriormente se hace pasar por la mezcla un imán, el hierro será atraído por éste, no sucediendo lo mismo con el azufre; por el contrario, si a la mezcla se le añade un líquido llamado disulfuro de carbono, el azufre será disuelto en éste, permaneciendo el hierro inalterado.

A las mezclas se les divide en dos grandes ramas dependiendo de la distribución de sus partes; éstas son:

- a) *Mezclas homogéneas.* En éstas, las partes que forman la mezcla están distribuidas uniformemente. Ejemplo: agua con sal, leche homogenizada, crema de cacahuete, etc. en general, todas las soluciones acuosas están comprendidas dentro de esta clase de mezclas.
- b) *Mezclas heterogéneas.* En estas mezclas la distribución de los componentes de la misma no están distribuidas uniformemente.

Como se mencionó en un principio al no estar unidos químicamente los componentes de una mezcla, resultará lógico que sea más fácil separar los componentes de una mezcla que separar los elementos que forman un compuesto. Así mismo es conveniente aclarar que se pueden formar las mezclas por uniones (no químicas) de elementos (como es el caso particular de casi todos los metales o aleaciones que conocemos), o bien, de compuestos.

1-6 COMPORTAMIENTO DE LA MATERIA.

La materia no se crea ni se destruye. Al hablar de cambios físicos o químicos se debe entender que estos no implican ningún cambio en cuanto a la cantidad de la materia que está sufriendo algún cambio, esto lo podemos demostrar claramente con algunos ejemplos: Si congelamos 35 gramos de agua

líquida obtendremos por supuesto, 35 gramos de hielo, o de igual manera, si descomponemos 18 gramos de agua en hidrógeno y oxígeno obtendremos 2 gramos de hidrógeno y 16 gramos de oxígeno. Basándonos en este tipo de experimentos llegamos a la conclusión de que en los cambios físicos y químicos podemos cambiar la forma o la composición de la materia pero la cantidad de materia en sí no sufre alteración, pues continúa siendo la misma. Esto nos conduce a remarcar una ley fundamental de la naturaleza: la ley de la conservación de la materia que dice: *la materia no se puede crear ni destruir.*

1-7 LA ENERGÍA TAMBIÉN SE CONSERVA.

Al igual que la materia, la energía puede sufrir transformaciones (figura 1-2) pero al final, la suma de ella es la misma que en un principio; esto también se puede demostrar fácilmente con un sencillo ejemplo: Cuando se funden 18 gramos de hielo se absorbe exactamente la misma cantidad de energía calorífica que se desprenderá cuando congelamos los mismos 18 gramos de agua. De la misma manera, la cantidad de energía que se absorbe al formar 16 gramos de oxígeno y 2 gramos de hidrógeno a partir de 18 gramos de agua, es la misma cantidad de energía que se desprende al formar 18 gramos de agua a partir de 16 gramos de oxígeno y 2 gramos de hidrógeno. De nueva cuenta esto nos conduce a remarcar otra ley importante y fundamental de nuestra naturaleza: la ley de la conservación de la energía que dice: *la energía no se crea ni se destruye sólo se transforma.*

1-8 LA COMBINACIÓN DE LAS LEYES DE LA CONSERVACIÓN DE LA MATERIA Y LA ENERGÍA.

Desde que Albert Einstein en 1905 expresó la teoría de que la materia y la energía son diferentes formas de una misma cosa, se ha demostrado que diminutas cantidades de materia

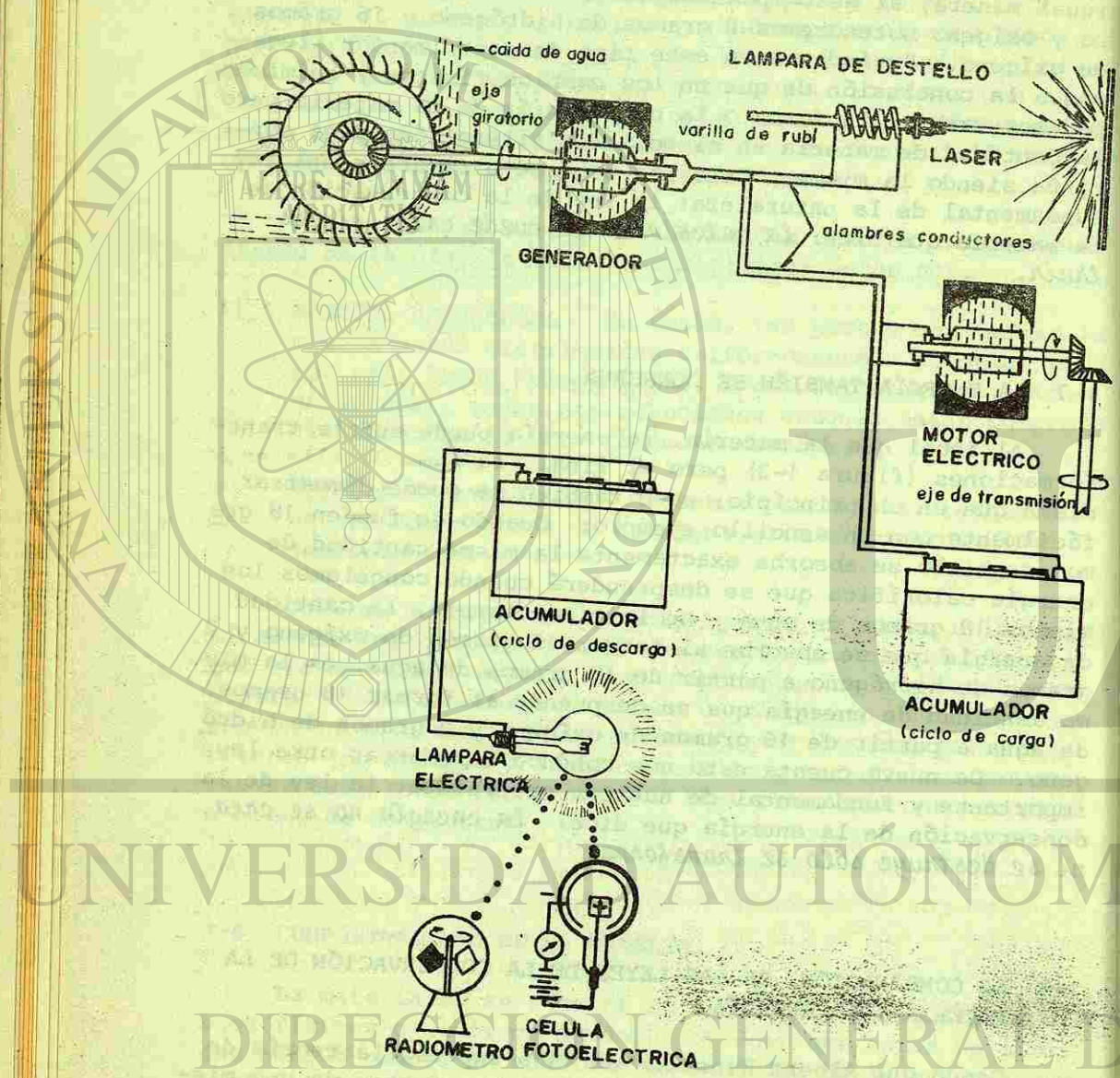


Fig. 1-2 La energía se transforma.

pueden transformarse en inmensas cantidades de energía. En este proceso denominado fisión nuclear puede encontrarse una fuente inmensa de energía industrial (reactores nucleares), o bien, ser la causa de una inmensa destrucción (bomba atómica); todo depende del uso que el hombre le de, ya sea en beneficio o en perjuicio de la humanidad.

Aún cuando la cantidad de materia que se transforma en energía durante los cambios químicos es tan pequeña que no es posible constatar un cambio de peso, la teoría que a continuación se expresa es totalmente aceptada por los científicos como verdadera: Ley de la conservación de la materia y la energía:

La materia y la energía pueden transformarse mutuamente pero la suma total de ambas en el universo no puede aumentar ni disminuir.

1-9 FORMAS DE LA MATERIA.

Existen tres estados en los que pueden encontrarse la materia, siendo éstos: gaseoso, líquido y sólido. El estado en que se encuentre una sustancia estará determinado primordialmente por su temperatura, la cual a su vez es una medida de la energía cinética de las moléculas de la misma sustancia.

Por otro lado, la energía cinética es la velocidad con que se desplazan las moléculas de una sustancia, entendiéndose por esto que al aumentar la temperatura de una sustancia, aumenta la energía cinética, o sea la velocidad de desplazamiento de las moléculas y así tenemos que en el estado gaseoso de cualquier sustancia, la energía cinética de la misma está a su más alto grado, o sea que las moléculas han roto una fuerza que las tenía unidas (fuerzas de Van-der-Walls) y se liberaron y cada una se desplaza en diferentes sentidos. Es por ello que en el estado gaseoso las sustancias no tienen ni volumen ni forma definida, solo en los casos de encon-

trarse dentro de un recipiente adoptarán la forma de éste, puesto que las moléculas se desplazaron hasta chocar con los límites del recipiente.

Por otro lado, en el estado líquido, las moléculas de la sustancia en cuestión tienen suficiente energía cinética para no tener forma específica; pero no es tanta como para romper las fuerzas de atracción entre las moléculas (fuerzas de Van-Der-Walls) y es por ello que tienen un volumen definido, ya que las moléculas continúan unidas por las fuerzas de Van-Der-Walls.

En el estado sólido además de que los cuerpos poseen un volumen definido, también poseen una forma geométrica regular y esto es debido principalmente a que su energía cinética es menor con respecto a los estados gaseoso y líquido, sin embargo, esto no quiere decir que su energía cinética sea nula puesto que las partículas formadoras de los sólidos aún cuando guardan una posición definida, es decir no se desplazan, sí están vibrando constantemente y desde luego resulta lógico afirmar que los sólidos poseen forma y volumen definidos puesto que las fuerzas de Van-Der-Walls (fuerzas de atracción intermolecular) se encuentran actuando manteniendo a las partículas fijas en una posición.

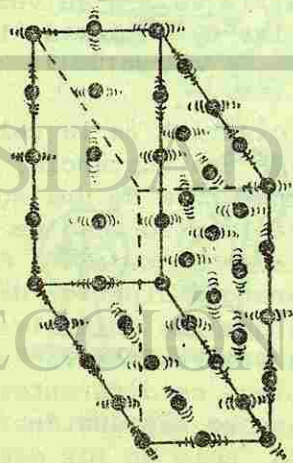


Fig. 1-3 Estado sólido.

1-10 LOS SÍMBOLOS QUÍMICOS.

Entre los científicos que intentaron diseñar una simbología representativa de los elementos se encontraba Dalton, aunque su tabla de símbolos resultaba algo complicada, se aprecia su afán por evolucionar en el estudio de la química.

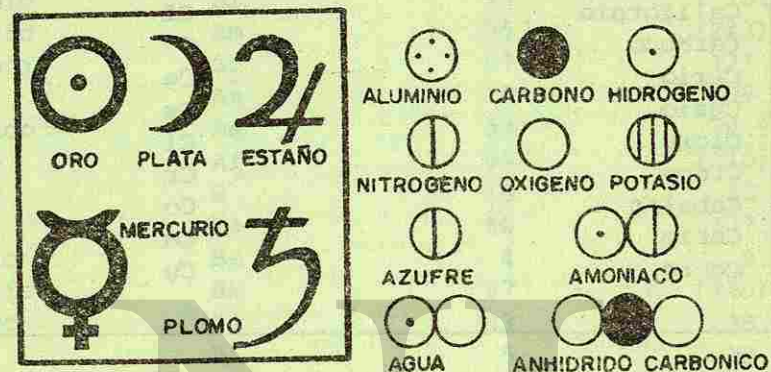


Fig. 1-4 Primeros símbolos químicos.

Como los científicos siempre han presentado la tendencia muy marcada por la brevedad en los sistemas de clasificación, aunque con ello no se altera la veracidad ni entendimiento de los datos. Fue Jöns Jakob Berzelius quien en 1814 introdujo una notación para representar a los elementos. Esta notación consistía en representar a los elementos con la primera letra de su nombre y así es que por ejemplo el símbolo del hidrógeno es H, el del nitrógeno N, etc. Aunque surgió un problema dado el hecho que el nombre de varios elementos comenzaban con la misma letra como: carbono, calcio, cloro, etc. que entonces se acordó representar a los elementos también con dos letras en donde la primera era la letra del nombre y la segunda cualquier otra que formara parte del nombre; como ejemplos tenemos: cloro = Cl, cesio = Cs, cromo = Cr.

Nombre del elemento.	Símbolo.
Cadmio	Cd
Calcio	Ca
Californio	Cf
Carbono	C
Cerio	Ce
Cesio	Cs
Cloro	Cl
Cromo	Cr
Cobalto	Co
Curio	Cm
Cobre	Cu

En los 2 últimos símbolos de los elementos de la tabla superior, se nota un contrasentido, puesto que la segunda letra de los símbolos no aparece en el nombre del elemento. Esto es debido a que algunos símbolos de los elementos derivan de su nombre en latín o en griego como se mencionan algunos ejemplos enseguida.

Elemento	Nombre extranjero	Símbolo
Antimonio	Stibium (L)	Sb
Cobre	Cuprum (L)	Cu
Oro	Aurum (L)	Au
Hierro	Ferrum (L)	Fe
Plomo	Plumbum (L)	Pb
Mercurio	Hydrargyrum (L)	Hg
Potasio	Kalium (L)	K
Plata	Argentum (L)	Ag
Sodio	Natrium (A)	Na
Estaño	Stannum (L)	Sn
Tungsteno	Wolfram (A)	W
Curio	Curium (L)	Cm

LISTA DE ELEMENTOS Y SÍMBOLOS.

Nombre.	Símbolo.	Número atómico.	Peso atómico.
Actinio	Ac	89	(227)
Aluminio	Al	13	16.9815
Americio	Am	95	(243)
Antimonio	Sb	51	121.75
Argón	Ar	18	39.948
Arsénico	As	33	74.9216
Astato	At	85	(210)
Azufre	S	16	32.064
Bario	Ba	56	137.34
Berilio	Be	4	9.0122
Berkelio	Bk	97	(249)
Bismuto	Bi	83	208.980
Boro	B	5	10.811
Bromo	Br	35	79.909
Cadmio	Cd	48	112.40
Calcio	Ca	20	40.08
Californio	Cf	98	(249)
Carbono	C	6	12.01115
Cerio	Ce	58	140.12
Cesio	Cs	55	132.905
Cinc	Zn	30	65.37
Circonio	Zr	40	91.22
Cloro	Cl	17	35.453
Cobalto	Co	27	58.9332
Cobre	Cu	29	63.54
Criptón	Kr	36	83.80
Cromo	Cr	24	51.996
Curio	Cm	96	(245)
Disproscio	Dy	66	162.50
Einstenio	Es	99	(251)
Erbio	Er	68	167.26
Escandio	Sc	21	44.956
Estaño	Sn	50	118.69
Estroncio	Sr	38	87.62
Europio	Eu	63	151.96

LISTA DE SIMBOLOS (CONTINUACIÓN).

Nombre.	Símbolo.	Número atómico.	Peso atómico.
Fermio	Fm	100	(253)
Flúor	F	9	18.9984
Fósforo	P	15	30.9738
Francio	Fr	87	(223)
Gadolinio	Gd	64	157.25
Galio	Ga	31	69.72
Germanio	Ge	32	72.59
Hafnio	Hf	72	178.49
Helio	He	2	4.0026
Hidrógeno	H	1	1.00797
Hierro	Fe	26	55.847
Holmio	Ho	67	164.930
Indio	In	49	114.82
Iodo	I	53	126.9044
Iridio	Ir	77	192.2
Iterbio	Yb	70	173.04
Lantano	La	57	138.91
Lawrencio	Lw	103	
Litio	Li	3	6.939
Lutecio	Lu	71	174.97
Magnesio	Mg	12	24.312
Manganeso	Mn	25	54.9380
Mendelevio	Md	101	(256)
Mercurio	Hg	80	200.59
Molibdeno	Mo	42	95.94
Neodimio	Nd	60	144.24
Neón	Ne	10	20.183
Neptunio	Np	93	(237)
Niobio	Nb	41	92.906
Níquel	Ni	28	58.71
Nitrógeno	N	7	14.0067
Nobeolio	No	102	(253)
Oro	Au	79	196.967
Osmio	Os	76	190.2
Oxígeno	O	8	15.9994
Paladio	Pd	46	106.4
Plata	Ag	47	107.870

LISTA DE SIMBOLOS (CONTINUACIÓN).

Nombre.	Símbolo.	Número atómico.	Peso atómico.
Platino	Pt	78	195.09
Plomo	Pb	82	207.19
Plutonio	Pu	94	(242)
Polonio	Po	84	210.
Potasio	K	19	39.102
Praseodimio	Pr	59	140.907
Prometio	Pm	61	(145)
Protactinio	Pa	91	231.
Radio	Ra	88	226.05
Radón	Rn	86	222.
Renio	Re	75	186.2
Rodio	Rh	45	102.905
Rubidio	Rb	37	85.47
Rutenio	Ru	44	101.07
Samario	Sm	62	150.35
Selenio	Se	34	78.96
Silicio	Si	14	28.086
Sodio	Na	11	22.9898
Talio	Tl	81	204.37
Tántalo	Ta	73	180.948
Tecnecio	Tc	43	(99)
Telurio	Te	52	127.60
Terbio	Tb	65	158.924
Titanio	Ti	22	47.90
Torio	Th	90	232.038
Tulio	Tm	69	168.934
Uranio	U	92	238.03
Vanadio	V	23	50.942
Wolframio	W	74	183.85
Xenón	Xe	54	131.30
Ytrio	Y	39	88.905

OBJETIVOS.

Al terminar esta unidad el alumno deberá ser capaz de:

- 1.- Mencionar quien formuló la primera teoría atómica, así como describir los 4 enunciados de que consistía esta teoría.
- 2.- Explicar qué son los Rayos Catódicos así como mencionar las propiedades que los identifican.
- 3.- Explicar en qué consistió el llamado efecto fotoeléctrico y que se demostró en este experimento.
- 4.- Señalar las características propias que identifican a los protones, neutrones y electrones.
- 5.- Definir qué es la radiactividad.
- 6.- Definir qué son los rayos alfa (α) Beta (β) y Gamma (γ) así como señalar las características que los diferencian.
- 7.- Explicar en qué consistió el experimento de Rutherford sobre el núcleo atómico.
- 8.- Señalar las dimensiones de átomos y partículas subatómicas descritas en este capítulo.
- 9.- Definir los siguientes términos:

a) Elemento.	e) Número atómico.
b) Nucleones.	f) Peso atómico.
c) Número de masa.	g) Peso molecular.
d) Isótopo.	h) Mol.
- 10.- Calcular los pesos atómicos promedio de átomos a partir de datos que se le proporcionen.

Para que puedas cumplir con los objetivos, márcalos anteriormente, deberás emplear el siguiente:

PROCEDIMIENTO.

- 1.- Deberás estudiar integralmente el presente capítulo.
- 2.- Observa las gráficas y figuras que aparezcan en el capítulo, para que te ayudes en la comprensión del tema y buena realización de los objetivos.
- 3.- No te quedes con dudas pregúntalas a tu maestro o al Coordinador.

PRE-REQUISITO.

Deberás entregar la siguiente autoevaluación contestada a tu maestro un día antes del examen de esta unidad para que tengas derecho a presentar, de lo contrario no tendrás derecho.

AUTOEVALUACIÓN.

Contesta correcta ente las siguientes preguntas:

- I.- Escribe los 4 enunciados de la teoría atómica de Dalton

II.- Escribe la palabra o palabras que falten para que los siguientes enunciados sean correctos:

a) Los rayo _____ son partículas idénticas por su masa y carga a los electrones.

b) La Radiactividad es un fenómeno en el cual hay emisión espontánea de _____

c) Cuando luz de alta energía choca con ciertos metales como el zinc, la superficie metálica emite partículas cargadas _____

d) Al fenómeno de la pregunta anterior se le conoce con el nombre de: _____

III.- Define los siguientes términos:

a) Electrón, protón y neutrón: _____

b) Efecto fotoeléctrico: _____

c) Radiactividad: _____

d) Nucleones: _____

e) Partículas alfa, beta y gamma: _____

f) Isótopo: _____

g) Peso atómico: _____

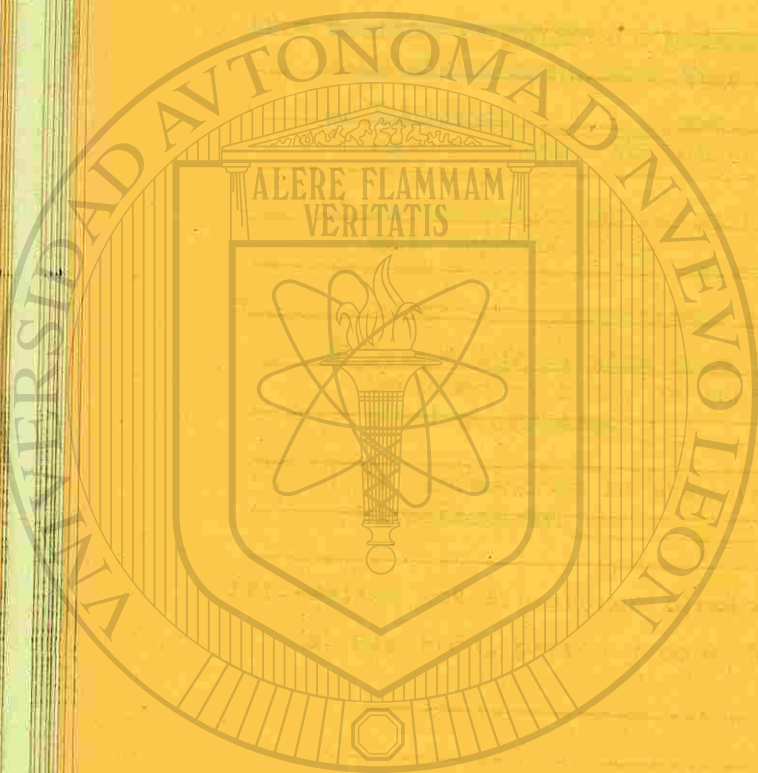
h) Peso molecular: _____

i) Mol: _____

j) Número atómico: _____

k) Número de masa: _____

l) Elemento: _____



CAPÍTULO II.

TEORÍAS Y ESTRUCTURA ATÓMICA.

2-1 INTRODUCCIÓN.

Desde que Demócrito años, antes de Cristo, incluyó la palabra *átomo* para establecer un límite a una hipotética división de la materia, se acrecentaron los estudios sobre este tema buscando llegar a la iniciación o base de todo lo que era la materia.

2-2 LA PRIMERA TEORÍA ATÓMICA.

Fue el científico inglés, John Dalton, quien formuló la primera teoría atómica. Aunque el modelo y la teoría atómica de Dalton han sido modificados grandemente en la actualidad, no cabe duda alguna en que estos primeros enunciados sentaron las bases para las actuales teorías atómicas.

La teoría atómica de Dalton se describía básicamente en los siguientes 4 enunciados:

- 1º: Toda la materia está formada por partículas extremadamente diminutas llamadas átomos.
- 2º: Todos los átomos de cualquier elemento son semejantes entre sí, particularmente en peso, pero diferentes de todos los demás elementos.
- 3º: Los cambios químicos son cambios en las combinaciones de los átomos entre sí.

- 4: Los átomos permanecen indivisibles, incluso en la reacción química más violenta.

2-3 ESTRUCTURA ATÓMICA.

Para comprender la química es necesario tener en mente un concepto bastante claro de lo que es el *átomo*, conocer su estructura, sus partes y su comportamiento; para ello este capítulo trata de exponer lo más claro posible cómo está constituido un átomo.

Recordarán que Dalton propuso una teoría atómica en la cual este científico mencionaba en uno de sus postulados que el átomo era la partícula más pequeña que podía ser considerada como materia; dicho en otras palabras, Dalton decía que el átomo era indivisible (que no se podía subdividir). En la actualidad, sabemos que esto no es cierto, puesto que se ha comprobado que los átomos son complejas organizaciones de materia y energía. Hoy día, los físicos y químicos han descrito muchas partículas más pequeñas que los átomos; estas partículas subatómicas incluyen: el *protón*, el *electrón*, el *neutrón*, el *positrón*, el *neutrino* y diversos tipos de *mesones* e *hiperones*.

Ahora bien, sin embargo, nosotros consideraremos la estructura de los átomos en relación a su comportamiento químico y limitaremos nuestra atención a tan solo tres de estas partículas subatómicas: el *electrón*, el *protón* y el *neutrón*.

2-4 DESCUBRIMIENTO DEL ELECTRÓN.

Desde mediados del siglo pasado hasta cerca de 1900, los científicos de aquel entonces estudiaban los efectos originados por el paso de una descarga eléctrica entre gases encerrados en tubos a presiones muy bajas. Estos tubos que utilizaron fueron los precursores de lo que hoy conocemos co-

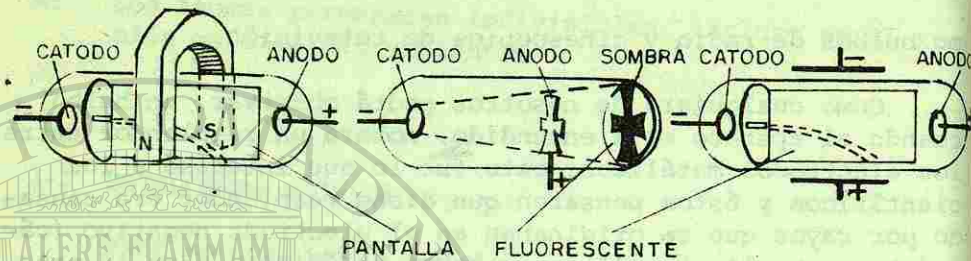
mo bulbos de radio y cinescopios de televisión.

Como cualquiera de nosotros podrá observar, un bulbo cuando el aparato está encendido, notará un resplandor entre los electrodos metálicos; esto fue lo que interesó a los científicos y éstos pensaron que dicho resplandor era causado por rayos que se originaban en el electrodo negativo (cátodo) y por ello los llamaron *rayos catódicos*; pero la naturaleza exacta de estos rayos permanecía sin aclararse totalmente, pues dichos rayos presentaban propiedades de la materia y no de simple luz, puesto que al poner en su trayectoria algún imán, éstos se desviaban.

Para que se entienda mejor, expondremos el siguiente ejemplo: si nosotros entrásemos a algún cuarto oscuro con una linterna y un imán, y ya dentro encendemos la linterna no se desviará por la presencia del imán. Esto demuestra que la luz no se comporta como otras partículas de materia que pueden ser atraídas o repelidas por un imán.

Pues bien, lo que pasaba con los rayos catódicos, es que en apariencia no demuestran otra cosa, más que ser un simple haz de luz, pero sin embargo, al acercarse un imán, el haz es desviado de su trayectoria rectilínea. Con esto se demostraba que los rayos catódicos presentaban propiedades de materia y no de luz.

Hacia 1897 el físico inglés Joseph John Thomson, y después de 20 años de investigación, demostró que los rayos catódicos eran desviados de sus trayectorias tanto por campos eléctricos como magnéticos y dedujo que; a menos que estos rayos fueran chorros de pequeñas partículas cargadas eléctricamente, no deberían comportarse de esta manera. Entonces Thomson demostró que los rayos catódicos eran partículas cargadas negativamente a las que dio el nombre de *electrones*.



1.1 Los rayos catódicos que ordinariamente se mueven en línea recta, son desviados de su trayectoria por un campo magnético y por un campo electrónico.

En resumen, los rayos catódicos poseen las siguientes propiedades:

- Salen del cátodo ⁽¹⁾ y viaja en línea recta.
- Poseen carga negativa. Se llega a esta conclusión por el hecho de que son atraídos por un electrodo positivo, además, la trayectoria de los rayos se desvía en un campo magnético de la misma forma o hacia la misma dirección que las partículas negativas.
- Los rayos catódicos están constituidos por partículas con una masa determinada. Esto quiere decir que a partir de la velocidad de las partículas (aproximadamente la décima parte que la de la luz) conocida su carga y su desviación por un campo magnético de intensidad específica, se ha llegado a la conclusión de que la masa de

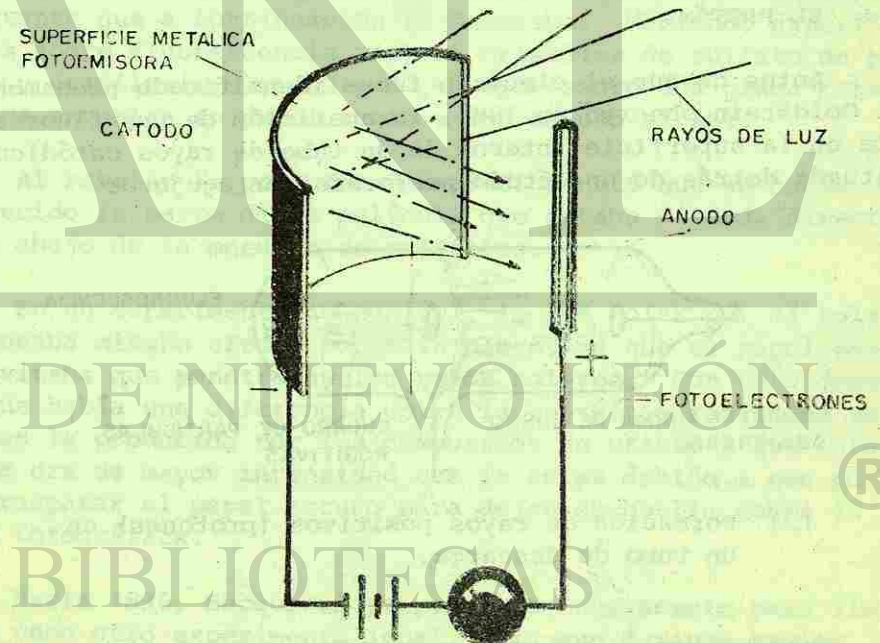
- (1) Electrodo.- Trozo de metal generalmente de cobre, zinc o níquel y que posee las propiedades señaladas enseguida.
 Ánodo.- Electrodo de carga positiva y que posee la capacidad de atraer partículas de carga negativa.
 Cátodo.- Electrodo de carga negativa y que posee la capacidad de atraer partículas de carga positiva.

una partícula de éstas es igual a $1/1838$ de la masa del átomo más ligero conocido, o sea el del hidrógeno.

- A estas partículas (rayos catódicos) se les denomina electrones.

2-5 EL ELECTRÓN COMO COMPONENTE FUNDAMENTAL DEL ÁTOMO.

Poco tiempo después de que descubrió el electrón Thomson, realizó otro experimento que consistía en lo siguiente: demostró que cuando luz de alta energía (proveniente de material radioactivo) choca con ciertos metales como el zinc, la superficie metálica desprende partículas cargadas negativamente. Esto se conoce como *efecto fotoeléctrico*.



1.2 Celda fotoeléctrica.

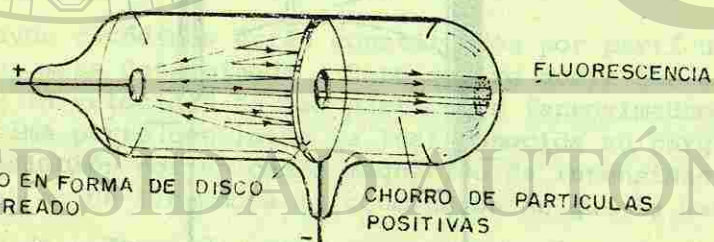
Thomson mismo demostró que esas partículas negativas eran idénticas a los electrones o rayos catódicos.

El hecho de que los electrones se pudieran obtener de la materia por procedimientos diferentes, era una prueba irrefutable de que los electrones eran parte de los átomos y por consecuencia, el modelo atómico propuesto por Dalton ya no se podía conservar.

Todo lo anterior y en particular lo señalado en el párrafo anterior indica que los electrones son partículas fundamentales existentes en toda la materia. No se ha hallado ninguna carga menor que la de un electrón y por comodidad, a esta carga se le ha asignado el valor de -1 (menos uno).

2-6 EL PROTÓN.

Antes de que el electrón fuese identificado plenamente, E. Goldstein observó en 1886, la aparición de una fluorescencia en la superficie interna de un tubo de rayos catódicos, situada detrás de un cátodo perforado con agujeros.



1.3 Formación de rayos positivos (protones) en un tubo de descarga.

Este hallazgo indicaba que había rayos positivos que se movían en el tubo y que algunos atravesaban el cátodo por los agujeros y formaban en el fondo del tubo una fluorescencia.

Ya que se confirmó la existencia del electrón, los científicos se dedicaron a la búsqueda que por lógica debía existir en el átomo de una partícula de carga positiva. Así, en el curso de esos estudios se descubrió una partícula igual en carga al electrón, aunque de signo contrario (0 sea positiva). A esta partícula se le denominó *protón*.

Estas partículas positivas marchaban en dirección contraria a los rayos catódicos (electrones) y se demostró que poseían carga positiva unitaria y con una masa de $1837/1838$ la del átomo de hidrógeno.

2-7 LA RADIATIVIDAD.

En 1895 Henri Becquerel descubrió un fenómeno bastante importante que a continuación se describe. Haciendo experimentos sobre fluorescencia, colocó cristales de sulfato de potasio y uranilo ($K_2SO_4 \cdot (UO)_2 SO_4 \cdot 2 H_2O$) sobre una placa fotográfica envuelta en papel negro y los expuso al sol.

Al revelar la película fotográfica notó que se había oscurecido la parte de la película que estaba situada directamente abajo de la muestra de cristales.

En un experimento de control, la luz solar por sí sola no causaba ningún efecto sobre la placa, ya que el papel negro evitaba que penetraran los rayos solares. Con esto demostró que había una diferencia entre la energía o radiación solar, en la producida por los compuestos de uranio y que esta última era de mayor intensidad que la solar debido a que podía traspasar el papel oscuro para dejar su huella sobre la placa fotográfica.

Hacia 1896, Becquerel preparó todo nuevamente para llevar a cabo otro experimento igual, sólo que durante varios días estuvo lloviendo y nublado, por lo cual no lo pudo realizar y guardó sus muestras en un cajón de su escritorio. Cuando

do se encontraba preparando nuevos compuestos para realizar sus experimentos ya que hubo sol, por curiosidad reveló la placa fotográfica que había dejado en su escritorio, pensando que si acaso encontraba manchas, éstas serían muy débiles debido a que habían estado en la oscuridad; pero grande fue su sorpresa al encontrar que las manchas eran tan negras tal como si hubiera realizado su experimento al sol. Becquerel comprendió entonces que esa clase de compuestos que había utilizado no necesitaban el estímulo de la luz solar para emitir sus radiaciones.

Becquerel continuó haciendo experimentos con otros minerales y encontró que algunos afectaban a la placa fotográfica con mayor intensidad que la de sus primeros experimentos y encomendó a madame Marie Sklodowska Curie a que tratara de aislar el elemento que causaba dicha radiación y que se encontraba en la mezcla de mineral que había utilizado.

Desde entonces al fenómeno de emisión espontánea de radiaciones de alta energía se le denomina radiactividad.

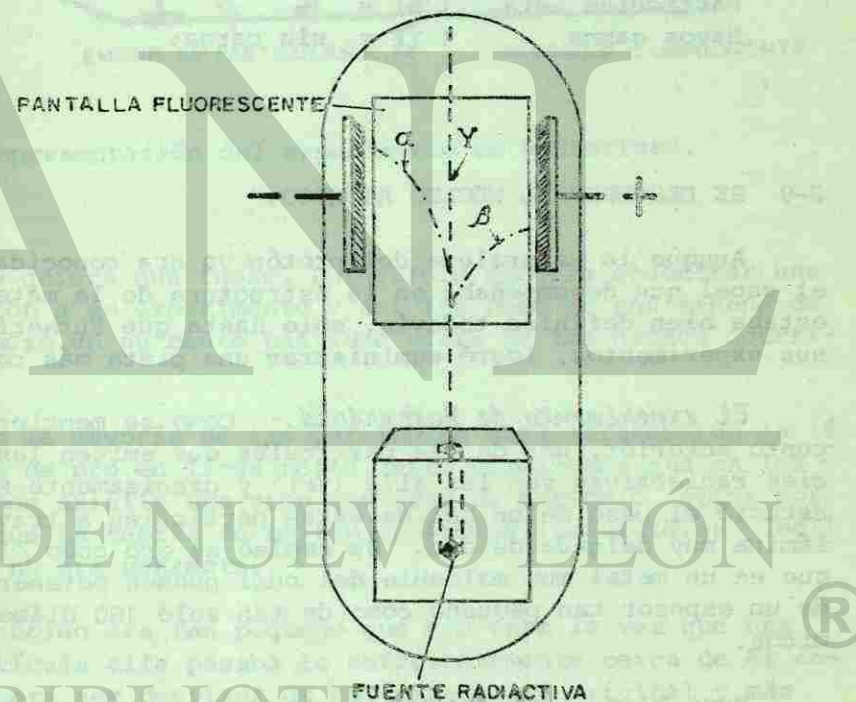
Como posteriormente se supo, fueron descubiertos por Madame Curie y su esposo el radio y el polonio, lo que les valió el premio Nóbel.



MADAME MARIE CURIE

2-8 SE DESCUBREN LOS RAYOS ALFA, BETA Y GAMMA.

Al someter las sustancias radiactivas a la acción de campos eléctricos se llegó a la conclusión que estas sustancias emitían 3 tipos diferentes de "rayos". Uno de estos rayos se desviaba ligeramente un lado del campo eléctrico, y recibió el nombre de *rayo alfa* (α); otro se desviaba más intensamente pero hacia el lado contrario que el anterior y se denominó *rayo beta* (β); el tercer rayo no se desviaba y se le llamó *rayo gamma* (γ).



1.4 Comportamiento de las radiaciones alfa, beta y gamma en un campo electrónico.

Posteriormente, Becquerel demostró que los rayos beta eran partículas negativas, idénticas por su masa y carga a los electrones. Por otro lado, Ernest Rutherford demostró que los rayos alfa eran partículas cargadas positivamente con una masa mayor que la del hidrógeno y comprobó así mismo que los rayos alfa eran iones positivos de helio con doble carga (He^{2+}). En cuanto a los rayos gamma se pudo comprobar que éstos no tenían masa ni carga, o sea que eran de igual naturaleza a los rayos luminosos y X sólo que de mayor energía.

De lo anterior se deduce:

Partículas alfa	(α) = 2+
Partículas beta	(β) = 1-
Rayos gamma	(γ) = sin carga.

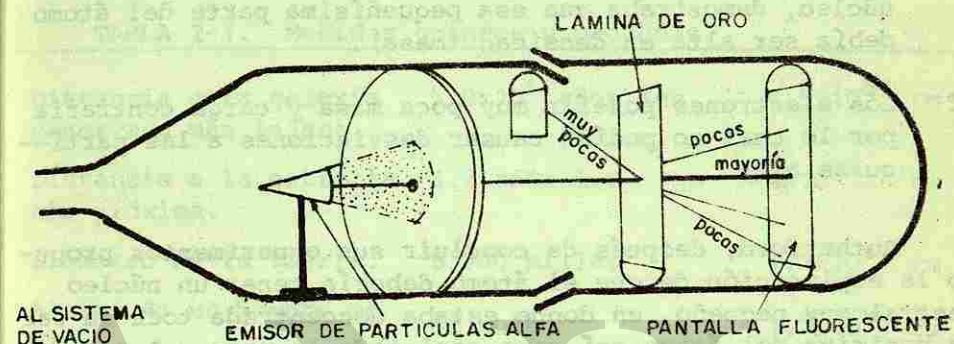
2-9 SE DESCUBRE EL NÚCLEO ATÓMICO.

Aunque la naturaleza del protón ya era conocida en 1900 el papel que desempeñaba en la estructura de la materia no estaba bien definido todavía, solo hasta que Rutherford, con sus experimentos, logró suministrar una pista más concreta.

El experimento de Rutherford.- Como se menciona en el punto anterior, una de las partículas que emiten las sustancias radiactivas son las alfa (α) y precisamente Rutherford estudió el paso de un haz de estas partículas a través de una lámina muy delgada de oro. Se empleó el oro como blanco porque es un metal muy maleable del cual pueden obtenerse hojas de un espesor tan pequeño como de tan solo 100 diámetros atómicos.

Pues bien, las partículas alfa que poseen un bajo poder de penetración y alcanzan una velocidad de 16,000 Km/seg podrían atravesar una fina hoja de oro, sin embargo, una de 8000 partículas alfa experimentó una desviación de 90° , otras me-

nos, y algunas pocas incluso rebotaban al chocar con la lámina de oro. Según Rutherford esto era tan increíble tal como si lanzásemos un proyectil de 15 pulgadas contra una hoja de papel delgada y que dicho proyectil rebotase e hiciera blanco en el que lo disparó.



1.5 Representación del experimento de Rutherford.

Como quiera que fuese, Rutherford debería encontrar una explicación a su experimento y así fue como en una mañana de 1911 elaboró en su mente una idea clara de los hechos ocurridos:

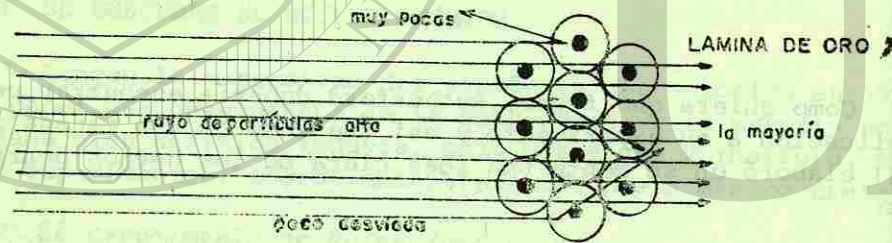
- 1º Como la mayoría de las partículas alfa atravesaron la lámina de oro en línea recta, esto demostraba que en los átomos existía una gran cantidad de huecos o vacíos por lo que la teoría de Dalton de átomos indivisibles y sólidos no era correcta.
- 2º El núcleo era tan pequeño que era rara la vez que una partícula alfa pasaba lo suficientemente cerca de él como para ser desviada de su trayectoria original y más aún chocar de frente con el núcleo como para ser rebotada.

3º El hecho de que el núcleo desviara y rebotase a las partículas alfa (2+) demostraba que el núcleo debía ser positivo.

4º Además, el hecho de rebotar las partículas alfa en el núcleo, demostraba que esa pequeñísima parte del átomo debía ser alta en densidad (masa).

5º Los electrones poseían muy poca masa y carga contraria por lo cual no podían causar desviaciones a las partículas alfa.

Rutherford, después de concluir sus experimentos propuso la explicación de que el átomo debería tener un núcleo central muy pequeño, en donde estaba concentrada toda la carga positiva del átomo así como casi toda la masa. A este pequeñísimo centro de masa y carga positiva del átomo se le denominó posteriormente *núcleo atómico*.



2-10 DIMENSIONES ATÓMICAS.

Posteriores investigaciones a las citadas anteriormente han llegado a concluir con datos tan interesantes como los siguientes:

El diámetro de un átomo de hidrógeno es igual a 1×10^{-8} cm, mientras que el diámetro del núcleo en ese mismo átomo es alrededor de 1×10^{-12} cm, o sea 10^{-4} veces más pequeño, lo que equivale a tener un núcleo central del tamaño de una moneda de 5 centavos, en el centro de un átomo circular cuyo diáme-

tro tuviera el largo de una cancha de fútbol; los electrones del átomo se encontrarían en el espacio que rodea al núcleo. (Ver tabla 2-1).

TABLA 2-1. Medidas grandes y pequeñas.

Distancia a la galaxia observada más lejana.	5.0×10^9 años luz	4.5×10^{27} cm
Distancia a la estrella más próxima.	4.3 años luz	4×10^{18} cm
Diámetro de la tierra.	8,000 millas	1.3×10^9 cm
Altura de un hombre medio.	68 pulg.	1.7×10^2 cm
Diámetro de una moneda.	0.75 pulg.	1.9 cm
Diámetro de un glóbulo rojo de la sangre.	3×10^{-4} pulg.	7.6×10^{-4} cm
Diámetro del virus más pequeño.	4×10^{-7} pulg.	1×10^{-6} cm
Diámetro del átomo de uranio.	1×10^{-8} pulg.	2.8×10^{-8} cm
Diámetro del átomo de hidrógeno. (el átomo más pequeño).	4×10^{-9} pulg.	1×10^{-8} cm
Diámetro de un protón.	4.7×10^{-14} pulg.	1.2×10^{-13} cm

2-11 DESCUBRIMIENTO DEL NEUTRÓN.

Por el hecho de haber descubierto 2 partículas con cargas opuestas en el átomo, los físicos y químicos pensaron te-

ner resuelta totalmente la estructura atómica, más sin embargo, esto no era correcto, pues cuando se trató de demostrar el peso de algunos átomos, las observaciones obtenidas no coincidían con lo esperado.

Expliquémoslo con un ejemplo. Se sabía que el nitrógeno no poseía 7 electrones girando alrededor del núcleo y además 7 protones en el núcleo, si recordamos la masa del electrón $1/1838$ y la masa del protón $1837/1838$ en relación a un átomo de hidrógeno, en total un átomo de nitrógeno debería pesar de 7 a 8 uma (una significa unidades de masa atómica, estas es, unidades asignadas para la medición de pesos atómicos) al sumarse el peso de electrones y protones; pero la realidad marcaba una gran diferencia, pues un átomo de nitrógeno pesa alrededor de 14 y 15 uma.

El hecho de que la suma de electrones y protones no diera el peso total de los átomos, obligó a los científicos a buscar otra partícula en el átomo que no tuviese carga, pero cuya masa explicase el peso adicional marcado en los cálculos.

Debido a que esta partícula no tenía carga, su detección tardó considerablemente, y fue hasta 1932 en que J. Chadwick logró identificar a los neutrones.

El propio Chadwick llegó a la conclusión después de mucho estudio y experimentación de que el *neutrón* era una partícula que carecía de carga y poseía una masa de 1.0087 u.m.a., o sea aproximadamente la misma que el protón.

2-12 ESTRUCTURA DEL NÚCLEO.

Actualmente se ha demostrado que el núcleo de un átomo cualquiera está compuesto por dos partículas llamadas *protones y neutrones*. Los protones poseen una carga de $1+$ y una masa muy cercana a 1 u.m.a.; por su parte los neutrones no poseen carga (eléctricamente neutros) y tienen una masa también muy cercana a 1 u.m.a.

Por el hecho de encontrarse estas dos partículas en el núcleo se les ha dado en llamar *nucleones* y a la suma de ellos se los denomina *número de masa*.

Ejemplo. El núcleo del flúor consta de 9 protones y 10 neutrones o 19 nucleones, por lo tanto el número de masa del flúor es igual a 19.

En el curso anterior se estudió la tabla periódica y recordará que ésta relaciona la repetición de las propiedades de los elementos con su número atómico, pues bien, al continuarse el estudio de la estructura atómica se llegó a la conclusión de que en el arbitrario orden numérico de Mosley, para acomodar a los elementos de la tabla periódica, el *número atómico* corresponde o es igual al número de protones que hay en el núcleo de un átomo. Así por ejemplo, los números atómicos del hidrógeno, helio, y litio son respectivamente 1, 2 y 3 y esto corresponde exactamente al número de protones que cada uno de estos átomos contiene.

Ahora bien, si el número de protones es igual al número atómico y la suma de protones y neutrones es igual al número de masa, restando el número atómico al número de masa obtendremos el número de neutrones presentes en un determinado átomo.

Pongamos el mismo ejemplo del flúor:

Número atómico = 9 = número de protones.
Número de masa = 19 = suma protones y neutrones.
Número de neutrones = $19 - 9 = 10$.

En términos de una teoría atómica moderna ahora podemos definir a un elemento como una sustancia tal que todos sus átomos poseen el mismo número atómico.

2-13 SE DESCUBREN LOS ISÓTOPOS.

Ya que se ha visto que básicamente el núcleo está formado por protones y neutrones y sabiendo apenas que la masa de éstos es sumamente cercana a un número entero, se podría decir que los pesos atómicos (sinónimo de número de masa) deberán ser números enteros; pues bien, pero esto no es lo que sucede ordinariamente porque muchos pesos atómicos se alejan de lo que podría ser un número entero.

Esto se debe a la presencia de *isótopos que son átomos del mismo elemento que contienen igual número de protones que los demás, pero diferente número de neutrones.*

Esto se dedujo de los experimentos de T. W. Richards y F. W. Aston quienes encontraron dos pesos atómicos diferentes para el plomo y el neón respectivamente.

Ellos dedujeron que las diferencias en pesos atómicos de un mismo elemento era producto de un aumento de la cantidad de neutrones presentes en los átomos dado que el equilibrio entre electrones y protones permanecía inalterado en los mismos.

Posteriormente se han descubierto gran cantidad de isótopos de casi todos los elementos conocidos algunos de los cuales han sido de gran utilidad para la humanidad.

2-14 CÁLCULO DE LOS PESOS ATÓMICOS.

Hoy sabemos que los elementos en realidad son una mezcla de isótopos debido a lo cual el peso atómico de muchos de estos elementos se presenta mediante una cifra fraccionada; pongamos el ejemplo del cloro al cual se le atribuyen peso atómico relativo de 35.47 u.m.a., esto representa el peso promedio de los pesos atómicos relativos de sus dos isótopos estables, en donde uno tiene un peso cercano de 35 u.m.a. y el otro de 37 u.m.a.

Para que esto quede más claro, hagamos los cálculos del peso atómico del cloro:

En 10,000 átomos de cloro el 75.33 % de éstos tienen un peso atómico de 34.98 y el restante 24.47 % de 36.98; o sea que de 10,000 átomos de cloro:

No. de átomos.	Peso atómico.
7553	34.98
2447	36.98

Para obtener el peso de los átomos, multiplicamos cantidad de átomos con su peso relativo.

$$7553 \times 34.98 = 24.42 \times 10^4$$

$$2447 \times 36.98 = 9.049 \times 10^4$$

entonces el peso total de la muestra de átomos es:

$$\begin{array}{r} 26.42 \times 10^4 \\ 9.049 \times 10^4 \\ \hline 35.469 \times 10^4 \end{array}$$

y el promedio en peso será: 35.469×10^4 . O sea que si 10,000 átomos pesan 35.469×10^4 , uno solo ¿cuánto pesará? (regla de 3 simple).

$$\frac{10,000 - 35.469 \times 10^4}{1 \times} = 10,000 = 10^4$$
$$\frac{35.469 \times 10^4 \times 1}{10^4} = 35.469$$

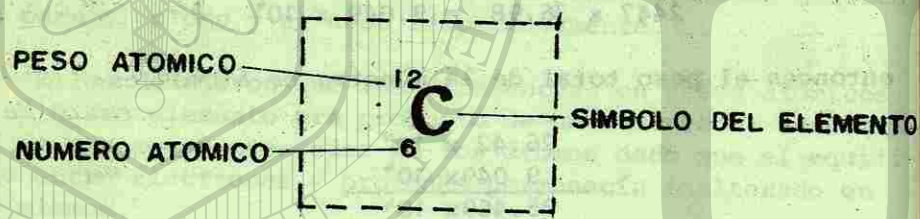
Entonces, un átomo de cloro en promedio pesará:

$$35.469 \text{ ó } 25.47 \text{ u. m. a.}$$

2-15 REDEFINICIÓN DE TÉRMINOS.

Dado el caso de la existencia de isótopos, los químicos pensaron en definir nuevamente los términos: peso atómico, peso molecular y mol por el hecho de que estos términos basaban sus definiciones en el oxígeno ($^{16}_8\text{O}$) y se había encontrado dos isótopos estables de este elemento ($^{17}_8\text{O}$ y $^{18}_8\text{O}$) y esto significaba problemas cuando se realizaban trabajos cuantitativos de gran exactitud.

Después de largas discusiones en 1961 se acordó un nuevo patrón universal y único para las definiciones de los términos ya señalados. Estas nuevas definiciones se basan en el isótopo $^{12}_6\text{C}$ del carbono.



Peso atómico.- Se define como el peso de uno de los átomos del elemento en cuestión, en relación con el peso de un átomo de $^{12}_6\text{C}$ cuyo peso es por convención igual a 12.00 u.m.a.

Peso molecular.- Se define como el peso de una molécula del compuesto en cuestión, en relación con el peso de un átomo de $^{12}_6\text{C}$ cuyo peso es por convención igual a 12.00 u.m.a.

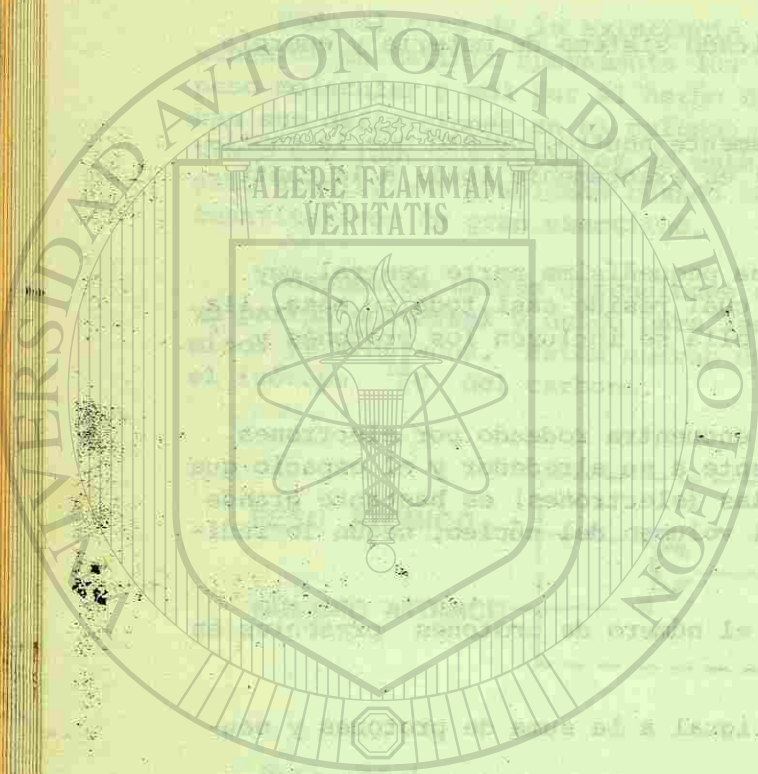
Mol.- Se define como el número de átomos que está contenido en exactamente doce gramos de $^{12}_6\text{C}$ puro (experimentalmente esto representa 6.023×10^{23} átomos, esto significa:

6 023000000000000000000000 átomos.

2-16 CONCLUSIÓN SOBRE LA ESTRUCTURA ATÓMICA.

El átomo es un complicado sistema de materia y energía en el cual se sabe:

- 1º El átomo es eléctricamente neutro, puesto que la cantidad de electrones (-) es exactamente igual a la cantidad de protones (+).
- 2º El átomo consta de una pequeñísima parte central muy densa (pesada) en la cual reside casi toda su masa, llamada núcleo y que en ella se incluyen los protones y neutrones.
- 3º El núcleo atómico se encuentra rodeado por electrones que giran constantemente a su alrededor y el espacio que ocupan estas partículas (electrones) es bastante grande en comparación con el volumen del núcleo, según lo indica el punto
- 4º El número atómico es el número de protones presentes en los átomos.
- 5º El número de masa es igual a la suma de protones y neutrones.
- 6º Los isótopos de un elemento difieren uno de los otros sólo en el número de neutrones que posee su núcleo.
- 7º En la actualidad, no se dispone de un modelo físico preciso que describa al átomo, aún cuando se avanza a grandes pasos hacia una descripción matemática del átomo. ®



DIRECCIÓN GENERAL

1er. SEMESTRE.

ÁREA I.

UNIDAD VIII.

GASES

INTRODUCCIÓN.

De los tres estados de la materia, evidentemente el gaseoso es el más fácil de estudiar. Las fuerzas de Van Der Waals juegan un papel mucho más importante al llegar las moléculas a estar más próximas entre sí como en los líquidos y los sólidos. Como la magnitud de estas fuerzas de atracción depende de la naturaleza de las moléculas entre las que operan, el comportamiento de los sólidos y de los líquidos frente a un mismo cambio de condiciones será muy variable.

Por otra parte, al someter gases diferentes a los mismos cambios responden de modo muy parecido, pues sus moléculas están tan separadas que las fuerzas de atracción son mucho más débiles.

OBJETIVOS.

Al terminar esta unidad el alumno deberá ser capaz de:

- 1.- Mencionar las 4 características principales de un gas así como enunciar los postulados de la teoría cinética molecular:
- 2.- Explicar qué condiciones deben existir para considerar a un gas como ideal.
- 3.- Explicar como afecta a un gas las siguientes variables:
 - a) Temperatura.
 - b) Concentración.

PRE-REQUISITO.

Deberás entregar a tu maestro la siguiente autoevaluación contestada, un día antes de la fecha del examen de esta unidad para que con ello tengas derecho a presentar tu examen, de lo contrario no tendrás derecho.

AUTOEVALUACIÓN.

I.- Definir los siguientes términos:

1. Gas ideal.
2. Presión atmosférica.
3. Barómetro.
4. Las características principales de un gas.

II.- Enunciar las Leyes de los Gases de los siguientes científicos:

1. Ley de Boyle.
2. Ley de Charles.
3. Ley de Gay-Lussac.
4. Ley de Dalton sobre las presiones parciales.

III.- Resuelve correctamente los siguientes problemas:

1. Una masa de oxígeno ocupa 5.0 litros bajo una presión de 740 mm de Hg. ¿Qué volumen ocupará la misma masa si la presión aumenta a 760 mm de Hg, la temperatura permanece constante?

4.- Definir los siguientes términos:

- a) Presión atmosférica.
- b) Barómetro.
- c) Torr.
- d) Atmósfera.

5.- Enunciar las siguientes leyes de los gases:

- a) Ley de Boyle.
- b) Ley de Charles.
- c) Ley de Gay Lussac.
- d) Combinación de las leyes de los gases.

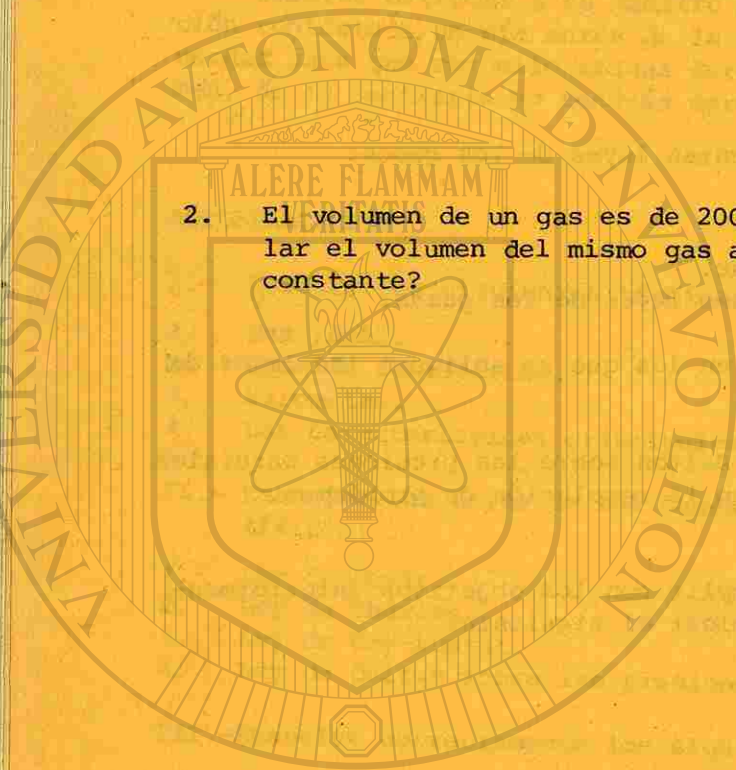
6.- Resolver problemas en los que se apliquen las leyes del objetivo anterior.

7.- Enunciar la ley de Dalton sobre las presiones parciales así como alicarla en la resolución de problemas.

Para que puedas cumplir con los objetivos anteriormente marcados, deberás emplear el siguiente:

PROCEDIMIENTO.

- 1.- Deberás estudiar el capítulo III con intención de comprender lo expuesto en el.
- 2.- Observa y estudia detenidamente las figuras y ejemplos de problemas resueltos que aparecen en el transcurso del capítulo. Esto te será de mucha ayuda para la resolución de los objetivos.
- 3.- Resuelve los problemas de la autoevaluación y si tienes alguna duda consúltala con tu maestro o con el coordinador.



2. El volumen de un gas es de 200 ml. a 800 torr, ¿Calcular el volumen del mismo gas a 765 torr y temperatura constante?

3. Una masa de neón ocupa 200 ml a 100°C ¿Calcular el volumen a 0°C si la presión permanece constante?

4. Una masa de Amoníaco ocupa un volumen de 20.0 litros a 5°C y 760 mm de Hg. Determinar su volumen a 30°C y 800 mm de Hg de presión.

5. En una mezcla gaseosa a 20°C , las presiones parciales de los componentes son las siguientes: Hidrógeno=200 torr; CO_2 =150 torr; CH_4 =320 torr; C_2H_4 =105 torr. ¿Cuál será la presión total de la mezcla?

200 Torr
150 Torr
320 Torr
180 Torr

775 Torr

RESULTADOS DE LOS PROBLEMAS:

- 1.- 4.86 lt.
- 2.- 209.15 ml
- 3.- 146.38 ml
- 4.- 20.708 l
- 5.- 775 torr

CAPÍTULO III.

G A S E S.

3-1 TEORÍA CINÉTICA MOLECULAR DE LOS GASES.

Si nos proponemos observar la actitud de los gases, podríamos concluir en que:

1. Ocupan cualquier volumen en que se les coloquen.
2. Se pueden comprimir fácilmente.
3. Ejercen presiones.
4. Tienen temperatura que se puede medir.

Y por ello fue necesario establecer una teoría general sobre el comportamiento de los gases. Esta teoría abarca un modelo del estado gaseoso que nos permita explicar el comportamiento dinámico de los gases; se le denomina Teoría Cinética Molecular (TCM).

Esta teoría está fundamentada en la idea de que los gases están compuestos por partículas (átomos o moléculas) que están en constante movimiento. La teoría cinética molecular puede expresarse en términos de los siguientes postulados:

- 1: Los gases consisten en partículas (moléculas o átomos) tan pequeñas y la distancia media entre ellas es tan grande que el volumen real ocupado por las partículas es despreciable comparado con el espacio vacío que hay entre ellas.
- 2: La inexistencia de fuerzas de atracción entre las partículas que forman un gas y puede considerarse que se comportan como masas muy pequeñas.

5. En una mezcla gaseosa a 20°C , las presiones parciales de los componentes son las siguientes: Hidrógeno=200 torr; CO_2 =150 torr; CH_4 =320 torr; C_2H_4 =105 torr. ¿Cuál será la presión total de la mezcla?

200 Torr
150 Torr
320 Torr
105 Torr

775 Torr

RESULTADOS DE LOS PROBLEMAS:

- 1.- 4.86 lt.
- 2.- 209.15 ml
- 3.- 146.38 ml
- 4.- 20.708 l
- 5.- 775 torr

CAPÍTULO III.

G A S E S.

3-1 TEORÍA CINÉTICA MOLECULAR DE LOS GASES.

Si nos proponemos observar la actitud de los gases, podríamos concluir en que:

1. Ocupan cualquier volumen en que se les coloquen.
2. Se pueden comprimir fácilmente.
3. Ejercen presiones.
4. Tienen temperatura que se puede medir.

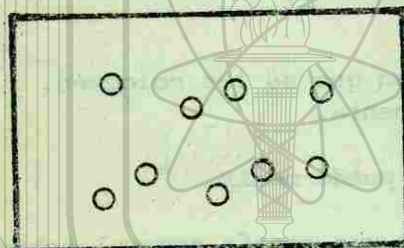
Y por ello fue necesario establecer una teoría general sobre el comportamiento de los gases. Esta teoría abarca un modelo del estado gaseoso que nos permita explicar el comportamiento dinámico de los gases; se le denomina Teoría Cinética Molecular (TCM).

Esta teoría está fundamentada en la idea de que los gases están compuestos por partículas (átomos o moléculas) que están en constante movimiento. La teoría cinética molecular puede expresarse en términos de los siguientes postulados:

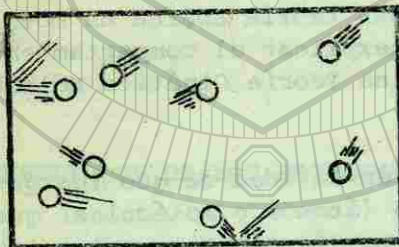
- 1: Los gases consisten en partículas (moléculas o átomos) tan pequeñas y la distancia media entre ellas es tan grande que el volumen real ocupado por las partículas es despreciable comparado con el espacio vacío que hay entre ellas.
- 2: La inexistencia de fuerzas de atracción entre las partículas que forman un gas y puede considerarse que se comportan como masas muy pequeñas.

3º Las partículas están en movimiento rápido, aleatorio y rectilíneo, constantemente chocando entre sí y contra cualquier objeto o paredes de recipiente que los contenga. Como resultado de este movimiento, las partículas poseen energía cinética, EC ($EC = 1/2 mv^2$ donde m es la masa de una partícula y v es la velocidad).

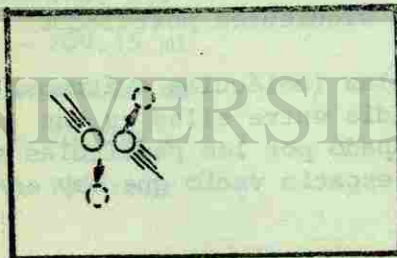
4º No por las colisiones pierde la energía cinética total de las partículas.



Los gases consisten de moléculas (átomos) que son tan pequeñas y se encuentran tan separadas que el volumen ocupado por las partículas es despreciable comparado con el espacio vacío entre ellas.



Las partículas se encuentran en movimiento rápido aleatorio y rectilíneo y constantemente chocan entre sí y con las paredes del recipiente. Como resultado de este movimiento, las partículas poseen energía cinética ($EC = 1/2 mv^2$).



Las colisiones no conducen a una pérdida neta en la energía cinética.

Fig. 3-1. Postulados de la teoría cinética molecular.

A partir de estos postulados concluimos en que es un buen modelo de un gas. Ahora podemos imaginar que en un gas existen colisiones difusas de átomos o moléculas que se mueven rápidamente en todas direcciones, chocando constantemente entre sí y con cualquier objeto vecino a sus partículas. Los gases inertes son aquellos que constan de átomos mientras que otros gases son moleculares, por ejemplo, el O_2 , oxígeno, nitrógeno N, el dióxido de carbono, CO_2 , y el metano CH_4 . Un gas es bastante dinámico y esto determinará el comportamiento de los gases. Cualquier gas ocupará el volumen del recipiente que los contenga aún cuando estén presentes otras partículas. ¿Por qué una muestra de gas puede comprimirse? Porque precisamente consta principalmente de grandes espacios vacíos entre partículas y partículas. La presión de un gas se debe a la colisión de las partículas gaseosas con los objetos con los cuales está en contacto.

Las colisiones constantes de las partículas de una muestra de gas con las paredes del recipiente producirán una cierta fuerza por unidad de área, que es ejercida sobre la superficie del recipiente. Y esta fuerza por unidad de área o presión, básicamente es constante ya que las partículas se encuentran en movimiento continuo y aleatorio. La presión estará directamente relacionada con la rapidez con la que se lleven las colisiones sobre una unidad de área de la superficie del recipiente (Ver fig. 3-2).

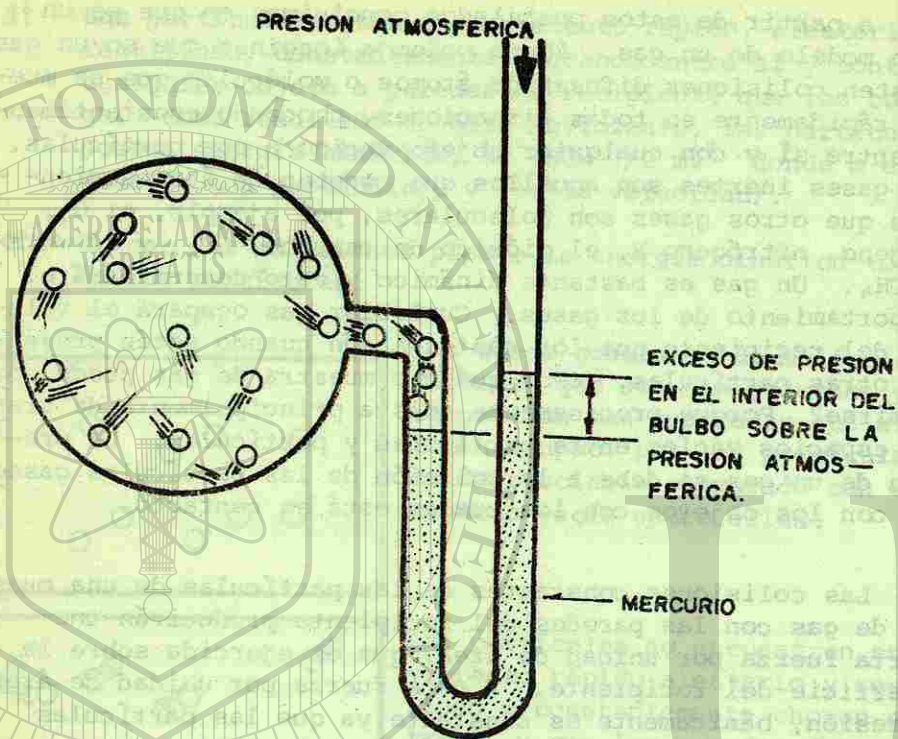


Fig. 3-2. Presión que ejercen los gases.

Otra propiedad interesante es cuando se coloca un termómetro en una muestra de gas, provocando que registre una temperatura específica debido a la energía cinética de las partículas del gas. Si calentáramos la muestra de gas, aumentaríamos la energía cinética media de las partículas, aumentando así la temperatura.

Si se enfría la muestra, disminuye la energía cinética media de las moléculas y con ello la temperatura. En otras palabras, la temperatura medible de un gas es el resultado directo de la energía cinética de las partículas. De hecho, la energía cinética media de las partículas es directamente proporcional a la temperatura Kelvin ($EC = \alpha T^{\circ}K$).

3-2 MODELO DE UN GAS IDEAL.

Para poder expresar las leyes de los gases es necesario tener en mente un modelo de gas cuyo comportamiento sea ideal para comprender perfectamente estas leyes.

Podríamos considerar a un gas ideal aquel en el que sus átomos o moléculas estén muy alejados unos de otros, ejerzan poca influencia entre sí y que se encuentren en constante movimiento.

El que desarrollamos un modelo de gas ideal, es con el fin de poder examinar las propiedades de los gases reales desde el punto de vista de nuestro modelo.

Un gas real será aquel que se encuentre naturalmente con sus características y composición propia en la realidad.

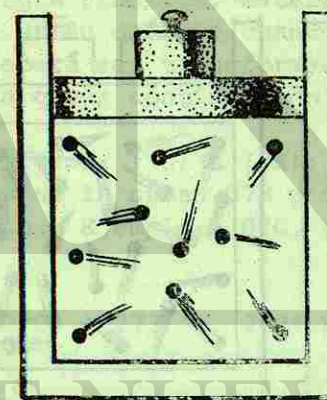


Fig. 3-3. Modelo de un gas natural.

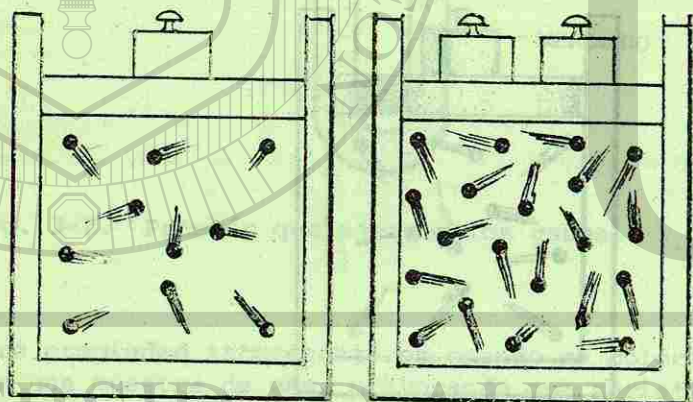
3-3 CÓMO AFECTA LA CONCENTRACIÓN DE UN GAS.

Si por ejemplo tenemos 10 canicas en un recipiente y las agitamos fuertemente, éstas chocarán contra la pared del recipiente. Supongamos que estas 10 canicas al sacudir las rebotan en las paredes del recipiente un promedio de 30 veces por minuto. Ahora bien, si duplicamos la cantidad de canicas, el promedio de choques en la pared del recipiente será de 60 ve-

ces, o sea que también se duplicó.

Exactamente igual al ejemplo anterior es como se comportan los gases, cuando se mantienen constantes otros factores como son la temperatura y el volumen, es decir, que si tuviéramos en un recipiente 10 gramos de oxígeno las moléculas de este gas chocarían con las paredes del recipiente un número determinado de veces y al duplicar la concentración del gas o sea 20 gramos de oxígeno, de la misma manera se duplicará el choque de las partículas en las paredes.

Como el choque de las partículas en las paredes de los recipientes significa *la presión* que el gas ejerce, los ejemplos anteriores nos demuestran que al aumentar la concentración de un gas en un recipiente, aumentará en el mismo grado la presión que ese gas ejerza; siempre y cuando la temperatura y el volumen permanezcan constantes.



F-3-4 Modelo de un gas ideal representando la relación entre la concentración y la presión del gas.

3-4 CÓMO AFECTA LA TEMPERATURA.

Para poder explicar cómo afecta la temperatura a un gas, en primera instancia consideraremos que la concentración (la cantidad) del gas permanecerá constante.

Si en un recipiente tenemos 4 gramos de nitrógeno gaseoso a una temperatura determinada, las moléculas de nitrógeno se encontrarán con una energía cinética (de movimiento) específica, o sea desplazándose a cierta velocidad y chocando con las paredes del recipiente; lo que provoca cierta presión como se mencionó en el punto anterior. Pues bien, si aumentamos gradualmente la temperatura al gas, aumentará de la misma forma la velocidad de las moléculas y por consecuencia la presión del gas al chocar más constantemente las moléculas en las paredes del recipiente.

Con esto se demuestra que al aumentar la temperatura de un gas, aumentará también su presión como consecuencia del incremento de la energía cinética de las moléculas del gas.

Algo muy importante que tomaremos en cuenta para todo el capítulo, es que la temperatura de los gases, como es una medida de la energía cinética, estará dada siempre en grados Kelvin ($^{\circ}\text{K}$) o en su defecto, cuando tengamos en grados centígrados ($^{\circ}\text{C}$) deberá ser transformada a grados Kelvin con una pequeña fórmula que a continuación se presenta.

Para transformar ($^{\circ}\text{C}$) a ($^{\circ}\text{K}$): a la temperatura en grados centígrados se le suman 273 y obtendremos la temperatura en grados kelvin. Ejemplo: 10°C , a cuántos grados kelvin equivalen:

$$10^{\circ}\text{C} + 273 = 283^{\circ}\text{K}$$

3-5 UNIDADES DE PRESIÓN.

La presión de los gases para ser medida se pueden utilizar varias unidades que pueden ser:

milímetros de mercurio	=	mm de Hg
torricelis	=	torr
atmósferas	=	atm

Para empezar definamos presión atmosférica para entender las anteriores unidades.

La presión atmosférica es la presión (choque de moléculas y átomos) que ejercen los átomos y moléculas que están presentes en la atmósfera, sobre cualquier objeto que esté expuesto a ella.

La primera persona que ideó cómo medir esta presión fue E. Torricelli en el siglo XVII que consiste en un tubo de vidrio al cual se le cierra uno de sus extremos y se llena de mercurio líquido; después se invierte este tubo sobre un recipiente de mercurio abierto a la atmósfera (ver figura). La presión ejercida por la atmósfera sobre la superficie del mercurio en el recipiente, sostendrá la columna del mercurio a una altura determinada por lo que dicha altura de la columna será directamente proporcional a la presión atmosférica.

Como la presión atmosférica varía con los cambios de temperatura y la altitud, se ha tomado como estándar a la presión ejercida por la atmósfera al nivel del mar y a 21°C de temperatura, la cual ha hecho permanecer a la columna de mercurio a una altura de 760 milímetros de mercurio. Por consiguiente, una presión de 760 mm de Hg equivaldrá a 1 atmósfera de presión:

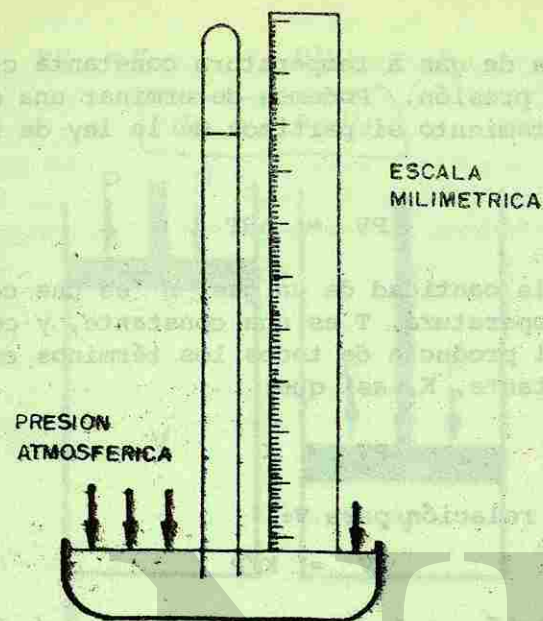
$$760 \text{ mm de Hg} = 1 \text{ atm}$$

De la misma manera en honor a Torricelli, el inventor del barómetro, se ha dado en llamar a las unidades de mercurio torrs, de tal manera que:

$$1 \text{ mm de Hg} = 1 \text{ torr}$$

o bien, $760 \text{ mm de Hg} = 760 \text{ torr}$

y por consiguiente: $760 \text{ torr} = 1 \text{ atm}$



F-3-5 BAROMETRO DE MERCURIO.

3-6 LEYES DE LOS GASES.

Antes de que se desarrollara la teoría cinética molecular ya se habían efectuado investigaciones de los gases bajo ciertas condiciones llegándose a la conclusión de que el comportamiento de los gases se puede expresar en varias leyes de gases que están relacionadas con la ley de los gases ideales. Los nombres de estas leyes se han designado en honor a los hombres de ciencia que las establecieron inicialmente.

Para comprender mejor estas leyes debemos considerar que están relacionadas con la ley de los gases ideales. Una manera de estudiar el comportamiento de los gases, es fijar dos de los cuatro factores variables asociados con un gas y observar cómo cambian entre sí los factores. Robert Boyle en 1662 observó la relación entre la presión y el volumen de una cantidad fija de gas que se mantiene a presión constante. En base al resultado de sus estudios concluyó que el volumen de

una cantidad fija de gas a temperatura constante crece conforme aumenta la presión. Podemos determinar una expresión para este comportamiento si partimos de la ley de los gases ideales:

$$PV = nRT$$

Si se fija la cantidad de un gas, n es una constante; si se fija la temperatura, T es una constante, y como R es una constante, el producto de todos los términos constantes abarcan una constante, K , así que:

$$PV = K$$

resolviendo esta relación para V :

$$V = K/P$$

A esta expresión se le conoce como la *ley de Boyle* y nos indica que, para una muestra de gas a temperatura constante, el volumen será inversamente proporcional a la presión. Quiere decir esto que cuando la presión de una muestra de gas varía en alguna forma, el volumen variará de manera opuesta. Si la presión aumenta, el volumen disminuye; y si la presión disminuye, el volumen aumenta.

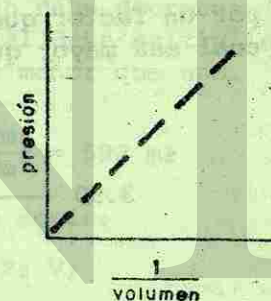
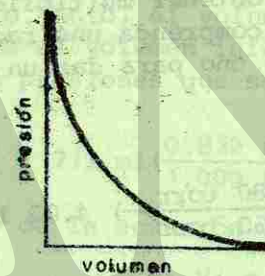
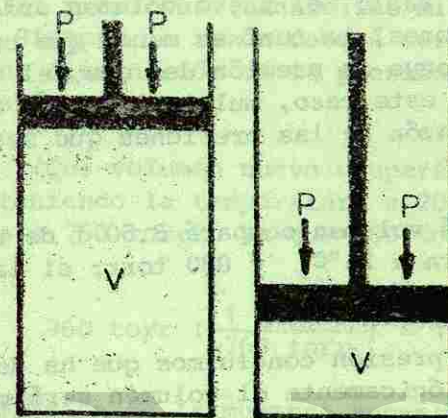
Una manera fácil de recordar esta relación es relacionarla con la ley de los gases ideales o téngase siempre en mente que conforme aumenta la presión de una muestra de gas a temperatura constante, el volumen debe decrecer de modo correspondiente y conforme decrece la presión, el volumen se hace mayor.

La ley de Boyle se puede emplear para determinar cómo puede ser afectado el volumen de una muestra de gas, por algún cambio de presión siempre y cuando la temperatura se mantenga constante. Ya que el producto de P y V es una constante a una temperatura fija, entonces, si cambiamos la presión y, por tanto el volumen del gas, el producto de la nueva presión y el nuevo volumen (P' , V') será igual a la misma constante:

$$PV = K \quad P'V' = K$$

por lo tanto,

$$P_1V_1 = P_2V_2$$



F-3-5 LEY DE BOYLE

Para el nuevo volumen tendremos:

$$V_2 = \frac{P_1V_1}{P_2}$$

Para obtener el nuevo volumen, podemos multiplicar el volumen original por un factor que contenga las dos presiones. Si se aumenta la presión del gas, el volumen original decrecerá. Por lo tanto, el nuevo volumen original por una razón de las presiones, la cual es menor que uno. Por otra parte, si se disminuye la presión del gas, el volumen original crecerá. Para este caso, multiplicaremos el volumen original por una razón de las presiones que sea mayor que uno.

Ejemplo. ¿Qué volumen ocupará 3.50 l de una muestra de gas que se encuentra a 26°C y 880 torr; si la presión disminuye hasta 760 torr?

Observando la presión concluimos que ha decrecido (880 torr = 760 torr), lógicamente el volumen será mayor que 3.50 l. Este nuevo volumen se puede obtener multiplicando el volumen inicial por un factor que comprenda una razón de las presiones, lo cual sea mayor que uno para dar un nuevo volumen original.

$$P_1 = 880 \text{ torr}$$

$$P_2 = 760 \text{ torr}$$

$$V_1 = 3.50 \text{ l}$$

$$V_2 = ?$$

$$3.50 \left(\frac{880 \text{ torr}}{760 \text{ torr}} \right) = 4.02 \text{ l}$$

o despejando el V de la ecuación de Boyle, tendremos:

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$V_2 = \frac{P_1 V_1}{P_2}$$

$$= \frac{880 \text{ torr} (3.50 \text{ l})}{760 \text{ torr}}$$

$$= 4.02 \text{ l}$$

Puede obtenerse el nuevo volumen que corresponde a un cambio de presión asociado con una cantidad fija de gas a temperatura constante, multiplicando el volumen inicial por una razón de las presiones (usando las mismas unidades para la presión). Siempre la razón deberá ser mayor que uno cuando se tiene una disminución de la presión y menor que uno cuando la presión aumenta.

Ejemplo. ¿Qué volumen nuevo ocupará una muestra de 712 ml de gas manteniendo la temperatura a 20°C y 0.832 atm si la presión cambia a 760 torr? Ya que 760 torr equivalen a 1 atm.

$$760 \text{ torr} \left(\frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ torr}} \right) = 1 \text{ atm}$$

Como la presión de la muestra aumentó (0.832 atm - 1.000 atm) y por lo tanto, el volumen debe decrecer (712 ml - menor) en donde el volumen inicial debe multiplicarse por una razón de las presiones que sea menor que uno.

$$712 \text{ ml} \left(\frac{0.832 \text{ atm}}{1.000 \text{ atm}} \right) = 592 \text{ ml}$$

o despejando de la ecuación de Boyle:

$$P_1 = 0.832 \quad P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$P_2 = 1 \text{ atm}$$

$$V_1 = 712 \text{ ml}$$

$$V_2 = ?$$

$$V_2 = \frac{P_1 V_1}{P_2}$$

$$= \frac{0.832 \text{ atm} \times 712 \text{ ml}}{1 \text{ atm}}$$

$$= 592 \text{ ml}$$

LEY DE BOYLE.

El volumen de un peso dado de gas a temperatura constante varía en razón inversa a la presión ejercida sobre el mismo.

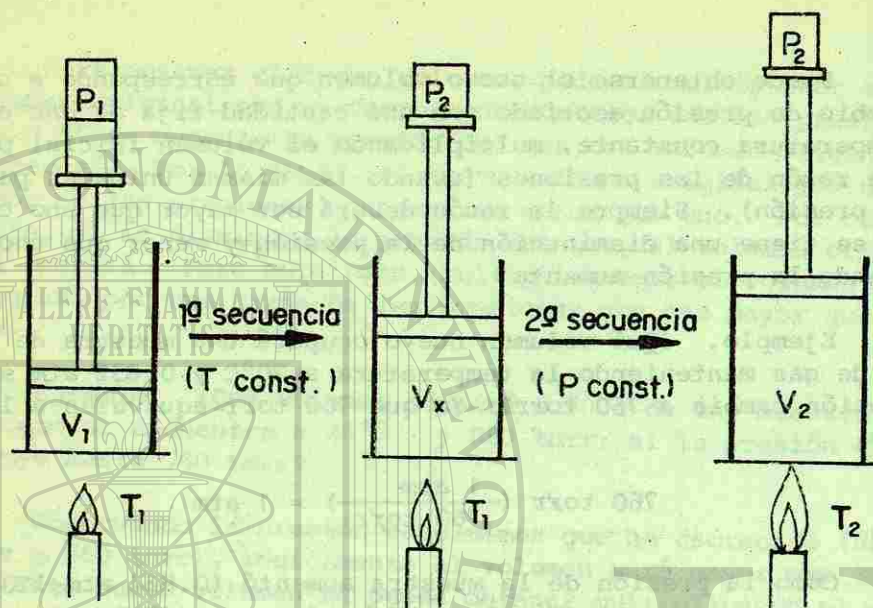


Fig.3-7 Secuencia de los pasos en la expansión de los gases.

Otro investigador que dejó gran huella en el campo de la física-química fue Jacques Charles, fue él quien por primera vez estudiara la relación entre el volumen y la temperatura de una cantidad fija de gas manteniendo la presión constante. Concluyó que, bajo dichas condiciones fijas, el volumen de un gas es directamente proporcional a la temperatura Kelvin (ver fig.). En otras palabras, si aumenta la temperatura de una cantidad determinada de un gas que se mantiene a presión constante, el volumen del gas crece; y si la temperatura disminuye, el volumen decrece. Esta relación puede deducirse también a partir de la ley de los gases ideales.

$$v = \left(\frac{nRT}{P} \right)$$

Si la cantidad de gas es fija, n es constante; si la presión es fija, P es constante. Por consecuencia, el producto nR dividido entre P es una constante R , de donde:

$$V = RT$$

a esta relación se le denomina *ley de Charles* y puede interpretarse como indicando que para una muestra de un gas a presión fija, el volumen es directamente proporcional a la temperatura Kelvin.

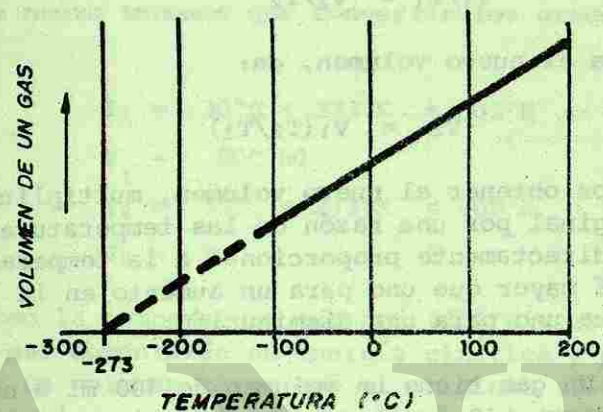


Fig. 3-8. Ley de Charles. Gráfica del volumen de un gas ideal contra la temperatura (nótese que el punto en el que el volumen del gas se volvería cero es la temperatura del cero absoluto).

Para que se nos haga más fácil recordar esta relación, debemos tener presente que si calentamos una muestra de gas a presión fija, se dilatará y si se enfría, se contraerá.

La ley de Charles puede emplearse para determinar la manera en que es afectado el volumen de una muestra de gas por un cambio de temperatura si se mantiene constante la presión. Esta ley confirma que la razón del volumen y la temperatura de un gas es constante para un gas a presión fija ($V/T = k$). Cuando se cambia la temperatura, el volumen cambia y la razón del nuevo volumen y la nueva temperatura (V^2/T^2) será igual a la misma constante.

1020115369

$$V/T = k$$

$$V_2/T_2 = R$$

por lo tanto, $V_1/T_1 = V_2/T_2$

Despejando para el nuevo volumen, da:

$$V_2 = V_1(T_2/T_1)$$

Si deseamos obtener el nuevo volumen, multiplicaremos el volumen original por una razón de las temperaturas. Como el volumen es directamente proporcional a la temperatura, esta razón será mayor que uno para un aumento en la temperatura y menor que uno para una disminución.

Ejemplo. Un gas tiene un volumen de 100 ml a una temperatura de 27°C. ¿Qué volumen ocupará si se calienta dicho gas y la temperatura cambia de 27°C a 63°C y a la misma presión?

Con la ley de Charles debe usarse temperaturas Kelvin, por lo tanto, convertiremos primero las temperaturas celsius a escala kelvin:

$$T_1 = 27^\circ\text{C} + 273^\circ\text{K} = 300^\circ\text{K}$$

$$V_1 = 100 \text{ ml}$$

$$T_2 = 63^\circ\text{C} + 273^\circ\text{K} = 336^\circ\text{K}$$

$$V_2 = ?$$

La temperatura de la muestra de gas aumenta de (300°K - 336°K), de donde se deduce que el nuevo volumen será mayor que el inicial u original (100 ml). Para encontrar el nuevo volumen debemos multiplicar el volumen inicial por una razón de las temperaturas que sea mayor que uno:

$$100 \text{ ml} \left(\frac{336^\circ\text{K}}{300^\circ\text{K}} \right) = 112 \text{ ml.}$$

$$V_{\text{Final}} = 112 \text{ ml.}$$

Ejemplo. ¿Qué volumen ocupará una muestra de 800 ml de un gas si la presión se mantiene constante a 540 torr y aumentamos la temperatura de 30°C a 35°C.

De nuevo tenemos que convertir los grados celsius a kelvin.

$$T_1 = 30^\circ\text{C} + 273^\circ\text{K} = 303^\circ\text{K}$$

$$V_1 = 800 \text{ ml}$$

$$T_2 = 35^\circ\text{C} + 273^\circ\text{K} = 308^\circ\text{K}$$

$$V_2 = ?$$

Como la temperatura aumentó (303°K - 308°K) las moléculas del gas aumentarán su energía cinética y por lo tanto, ocuparán un volumen mayor que el original (800 ml); y para encontrar el nuevo volumen deberemos multiplicar el volumen inicial por una razón de las temperaturas mayor que uno:

$$800 \text{ ml} \left(\frac{308^\circ\text{K}}{303^\circ\text{K}} \right) = 808 \text{ ml}$$

$$V_{\text{Final}} = 808 \text{ ml}$$

Ejemplo. ¿Qué volumen nuevo será ocupado por una muestra de 5.50 l de un gas que se mantiene a presión constante, si cambiamos la temperatura de 600°K a 300°K?

En este caso la temperatura ha disminuido (600°K - 300°K), el volumen inicial debe multiplicarse por una razón de las temperaturas que sea menor que uno:

$$5.50 \text{ l} \left(\frac{300^\circ\text{K}}{600^\circ\text{K}} \right) = 2.75 \text{ l}$$

$$V_{\text{Final}} = 2.75 \text{ l}$$

Hemos visto las relaciones existentes entre la presión y el volumen, así como entre la temperatura y el volumen. Esto nos hace pensar que debe existir una relación entre temperatura y presión, así fue como Joseph Louis Gay-Lussac, enunció su ley que nos dice que:

La presión de un peso constante de un gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta cuando el volumen permanece constante.

Dicho de otra manera, cuando la temperatura de un gas aumenta, la presión también aumentará, siempre y cuando el volumen no sea alterado. Matemáticamente esta ley se expresa:

$$P = KT$$

o bien,

$$P/T = K$$

Pero cuando nos referimos a 2 estados diferentes del mismo gas, la fórmula que la representaría sería:

$$P_1/T_1 = P_2/T_2$$

Ejemplo. ¿Cuál será la presión final de un gas que se encuentra a una temperatura de 37°C y ejerce una presión de 800 torr; si aumentamos su temperatura a 50°C y el volumen permanece constante?

$$P_1 = 800 \text{ torr}$$

$$T_1 = 37^\circ\text{C} + 273 = 310^\circ\text{K}$$

$$P_2 = ?$$

$$T_2 = 50^\circ\text{C} + 273 = 323^\circ\text{K}$$

tenemos,

$$P_1/T_1 = P_2/T_2$$

despejando,

$$P_2 = \frac{P_1 T_1}{T_2}$$

entonces,

$$P_2 = \frac{800 \text{ torr} \times 323^\circ\text{K}}{310^\circ\text{K}}$$

$$= 833.54 \text{ torr}$$

3-7 COMBINACIÓN DE LAS LEYES DE LOS GASES.

¿En qué grado cambiaría el volumen de una muestra de un gas cuando tanto la temperatura y la presión fueran alteradas?

Podemos ejemplificar mejor el comportamiento de un gas con respecto a dichos cambios.

Supóngase que se tiene una muestra de 1.000 l de un gas a 1.000 atm de presión y 273°K a (PTE). ¿Qué volumen ocuparía la muestra si cambiamos la temperatura a 546°K? Ya que un incremento en la temperatura aumentará el volumen, el nuevo volumen será:

$$1.000 \text{ l} \left(\frac{546^\circ\text{K}}{273^\circ\text{K}} \right) = 2.00 \text{ l}$$

¿Qué sucederá al volumen si la presión de esta muestra de 2.00 l la cambiamos a 0.250 atm? Ya que la presión disminuye, el volumen aumentará, y tendremos un nuevo volumen de:

$$2.00 \text{ l} \left(\frac{1.000 \text{ atm}}{0.250 \text{ atm}} \right) = 8.00 \text{ l}$$

Partamos de la muestra original y cambiemos primero la presión y, después, la temperatura. El nuevo volumen ocupado por la muestra de 1.000 l a PTE cuando la presión cambia a 0.250 atm es:

$$1.000 \left(\frac{1.000 \text{ atm}}{0.250 \text{ atm}} \right) = 4.00 \text{ l}$$

El nuevo volumen ocupado por esta muestra de 4.00 l cuando se cambia la temperatura a 546°K será:

$$4.00 \text{ l} \left(\frac{546^\circ\text{K}}{273^\circ\text{K}} \right) = 8.00 \text{ l}$$

Para conveniencia en el cálculo, podemos tratar los cambios separadamente en cualquier orden que se desee. Es decir, las experiencias con los gases han demostrado que cuando se cambia tanto la temperatura como la presión de una muestra gaseosa, puede calcularse el volumen final, calculando primero el cambio en volumen debido al cambio en la presión y a continuación, convertir el volumen resultante al volumen que corresponde al cambio de temperatura o viceversa.

Este volumen final será el nuevo volumen que resulta tanto del cambio de presión como del cambio en la temperatura. Consideremos el ejemplo anterior, en el que una muestra de 1.000 l de un gas a PTE sufre un cambio de presión hacia 0.250 atm y un cambio de temperatura hacia 546°K. Puede hallarse el nuevo volumen multiplicando el volumen inicial por la razón apropiada que contenga las presiones; en seguida, puede multiplicarse este producto por la razón apropiada que se relacione con las temperaturas:

$$1.000 \text{ l} \left(\frac{1.000 \text{ atm}}{0.250 \text{ atm}} \right) \left(\frac{546^\circ\text{K}}{273^\circ\text{K}} \right) = 8.00 \text{ l}$$

Por supuesto, podría usarse el factor de temperatura antes del factor de presión y se obtendría el mismo resultado. Se puede incluir tanto el cambio de presión como el cambio de temperatura en un cálculo así. El hecho de que pueda hallarse el nuevo volumen de una muestra de un gas para la cual se haya cambiado la temperatura y la presión multiplicando el volumen original por un factor de temperatura y un factor de presión, se le denomina *ley combinada de los gases*. Las razones de presión y temperatura usadas siguen el mismo patrón de razonamiento que el usado para las leyes de Boyle y Charles. Mientras se use el nuevo razonamiento, puede deducirse correc-

tamente la determinación de un cambio de volumen que corresponda a un cambio de temperatura y de presión.

Ejemplo. ¿Qué volumen nuevo ocupará una muestra de 350 ml de un gas manteniendo a 25°C y 950 torr de presión, si se cambian la temperatura a 20°C y la presión a 960 torr?

Un aumento en la presión (950 torr - 960 torr) da un volumen menor, por lo tanto, el factor de $(25^\circ\text{C} + 273^\circ\text{K} - 298^\circ\text{K} - 293^\circ\text{K} = 273^\circ\text{K} + 20^\circ\text{C})$ presión debe ser menor que uno; una disminución en la temperatura dará un volumen menor, donde el factor de temperatura debe ser menor que uno:

$$350 \text{ ml} \left(\frac{950 \text{ torr}}{960 \text{ torr}} \right) \left(\frac{293^\circ\text{K}}{298^\circ\text{K}} \right) = 336 \text{ ml}$$

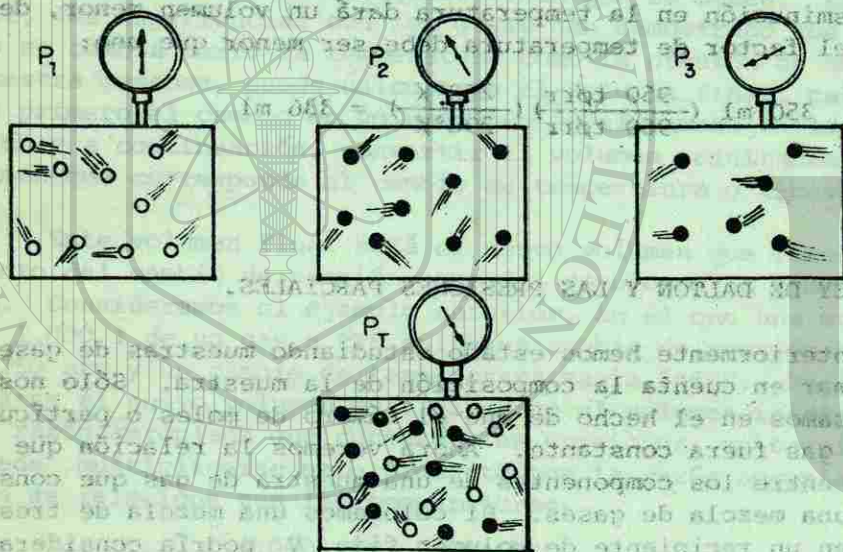
3-8 LEY DE DALTON Y LAS PRESIONES PARCIALES.

Anteriormente hemos estado estudiando muestras de gases sin tomar en cuenta la composición de la muestra. Sólo nos interesamos en el hecho de que el número de moles o partículas de gas fuera constante. Ahora veremos la relación que existe entre los componentes de una muestra de gas que consiste en una mezcla de gases. Si colocamos una mezcla de tres gases en un recipiente de volumen fijo, V podría considerarse que cada uno de los gases ocupa el volumen completo. Por supuesto, esto deriva de los postulados de la teoría cinética molecular. Dicho en otras palabras, si se coloca un gas en un recipiente, podemos considerar que las moléculas del gas, debido a su rápido movimiento aleatorio y su pequeño tamaño, lo ocupan completamente; en donde cada uno de los tres gases que componen la mezcla tendría el volumen V.

Ahora bien, si mantuviéramos la temperatura fija, es decir, constante, T, cada uno de los gases en la mezcla tendría esta temperatura. ¿Qué presión tendría cada uno de los componentes? La presión de un componente dado estará directamente relacionado con el número de moles de ese componente y con la

rapidez con la cual chocan las partículas con las paredes del recipiente.

Suponiendo que cada uno de los componentes tiene el mismo volumen y la misma temperatura, las diferencias en las presiones ejercidas por el componente estarían relacionadas con las diferencias en el número de moles. (Ver fig. inf.). La presión que se ejercería por un componente dado de una mezcla de gases si ocupara solo el recipiente se denomina presión parcial de ese componente.



$$P_T = P_1 + P_2 + P_3$$

Fig. 3-9. Ley de Dalton de las presiones parciales.

Cada gas en un recipiente separado ejerce una presión que depende de la cantidad de gas presente. Cuando todos los gases se colocan en el mismo recipiente, cada uno contribuye a la presión total.

Las presiones parciales pueden calcularse por medio de la ley de los gases ideales a cada componente. Por lo tanto, la presión parcial, P_C , para un componente que consiste de n_C moles está dada por la expresión:

$$P_C = \frac{n_C RT}{V}$$

Conociendo el número de moles de cada componente de una mezcla de gases contenida en un volumen dado a una temperatura dada, puede calcularse la presión parcial de cada componente. Ya que las partículas de cada componente se comportarán esencialmente de manera independiente, la presión total ejercida por la mezcla será un resultado de todas las partículas que se encuentran en ella, y como consecuencia, la presión total de la mezcla, P_T , será simplemente la suma de las presiones parciales de sus componentes. Así, tendremos algebraicamente:

$$P_T = P_a + P_b + P_c + \dots$$

La presión total es donde P_a, P_b, P_c , etc.; se refieren a las presiones parciales de los componentes de una mezcla. Esta relación se conoce como la *ley de Dalton de las presiones parciales* y nos indica que la presión total de una muestra que sea una mezcla de gases es la suma de las presiones parciales de sus componentes. Se supone que los componentes no reaccionan químicamente entre sí, pues esto alteraría el número de moles que están presentes. La ley de Dalton nos es útil cuando deseamos relacionar las presiones parciales de los componentes de una mezcla con la presión total.

Ejemplo. ¿Cuál será la presión del oxígeno en una mezcla que contienen nitrógeno y oxígeno gaseoso, si la mezcla contiene 0.1400 mol de nitrógeno, ocupa un volumen de 8.21 l y se encuentra a una temperatura de 27°C y a una presión total de 1.000 atm?

Según la ley de Dalton:

$$P_t = P_{N_2} + P_{O_2}$$

despejando para P_{O_2} :

$$P_{O_2} = P_t - P_{N_2}$$

Aplicando la ley de los gases ideales al nitrógeno da:

$$P_{O_2} = P_t - \left(\frac{nRT}{V} \right)$$

ya que la presión total es de 1.000 atm, el volumen es de 8.21 l, la temperatura es 300°K y el número de moles de nitrógeno es 0.1400, la presión parcial del oxígeno es:

$$P_{O_2} = 1.000 \text{ atm} - 0.1400 \text{ mol N} \left(\frac{0.0821 \text{ l atm}}{^\circ\text{K mol N}} \right) \left(\frac{300^\circ\text{K}}{821 \text{ l}} \right)$$

$$P_{O_2} = 1.000 \text{ atm} - 0.420 \text{ atm} = 0.580 \text{ atm}$$

3-9 OBTENCIÓN DE GASES EN EL LABORATORIO.

Algunos gases pueden obtenerse por técnicas y métodos químicos en el laboratorio, como por ejemplo, puede producirse oxígeno gaseoso calentando clorato de potasio en presencia de dióxido de manganeso como buen catalizador.



Esta reacción debe efectuarse bajo condiciones de suma precaución pues es muy peligrosa. En la tabla 3-1 se presentan algunas de las reacciones típicas para producir gases en el laboratorio.

Cuando producimos un gas mediante una reacción química normalmente es emitido de la mezcla de reacción; para así recoger la muestra de gas producida de esta manera, es necesario tener un recipiente apropiado para atrapar el gas. Si

el gas no es soluble en agua, deberemos emplear el método de colectar un gas por desplazamiento de agua. (Ver fig. 3-).

TABLA 3-1. Reacción para la preparación en el laboratorio de algunos gases comunes.

Gas	Reacción de preparación.
Oxígeno (O ₂)	$2\text{KClO}_3 \xrightarrow{\text{calor}} 2\text{KCl} + 3\text{O}_2 \text{ (g)}$ <p>(Peligro: esta reacción es potencialmente explosiva).</p>
Hidrógeno (H ₂)	$\text{Zn(s)} + 2\text{H}_2\text{O(ac)} \rightarrow \text{Zn}^{2+} \text{ (ac)} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2 \text{ (g)}$ <p>(Peligro: el hidrógeno mezclado con el aire puede explotar).</p>
Dióxido de carbono (CO ₂)	$\text{CaCO (mármol)} + 2\text{H}^+ \text{ (ac)} \rightarrow \text{Ca}^{2+} \text{ (ac)} + 3\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \text{ (g)}$
Acetileno (C ₂ H ₂)	$\text{CaC}_2 \text{ (s)} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \text{ (s)} + \text{C}_2\text{H}_2 \text{ (g)}$ <p>(Peligro: el acetileno mezclado con el aire puede explotar).</p>
Amoniaco (NH ₃)	$\text{NH}_3 \text{ (ac)} \xrightarrow{\text{calor}} \text{NH}_3 \text{ (g)}$ <p>(Esta reacción comprende el calentamiento del amoniaco en solución).</p>

Reacciones para la preparación de algunos gases comunes.

El gas producido por una reacción química se pasa hacia un recipiente lleno con agua y se deja que el gas reemplace el agua.

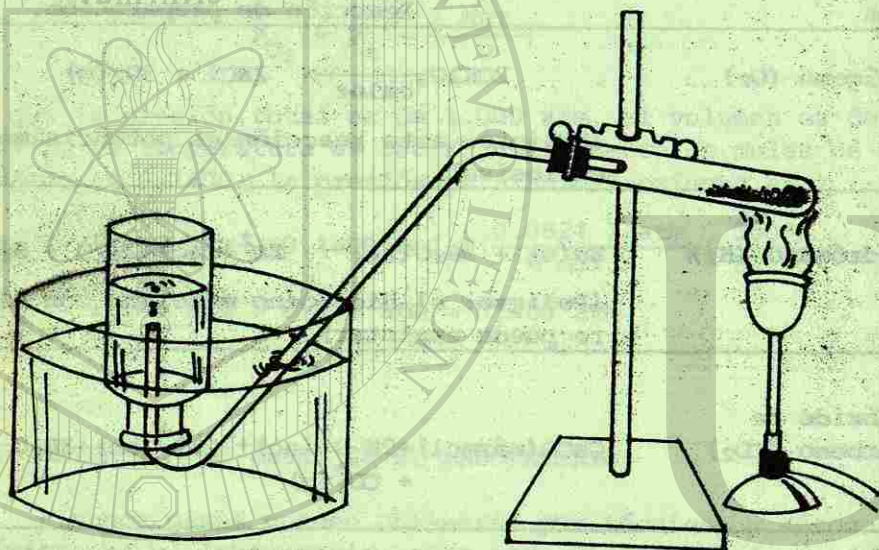


Fig. 3-10. Los gases que no son solubles en agua deberán recogerse por desplazamiento de agua.

Una de las dificultades relacionadas con el método por desplazamiento de agua es que se obtiene una mezcla de gas junto con vapor de agua. Esto sucede porque parte del agua líquida que entra en contacto con el gas que se convierte en vapor de agua. Es casi un hecho que todos los líquidos contenidos se evaporan un tanto en condiciones normales y, por lo cual tienen un vapor asociado con la fase líquida. (Ver fig. 3-).

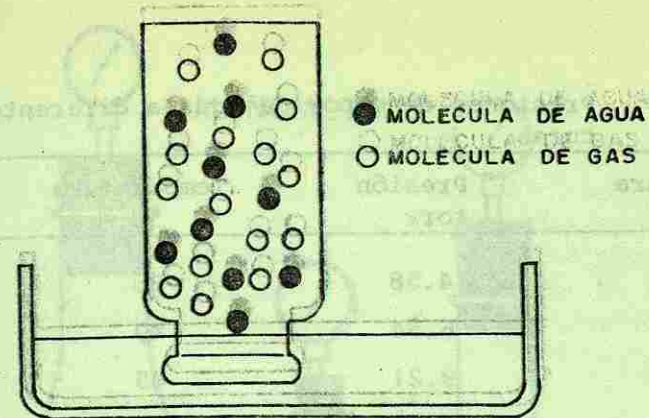


Fig. 3-11. Cuando se recoge una muestra gaseosa por desplazamiento de agua, la muestra quedará saturada de vapor de agua.

Esta fase de vapor ejercerá una presión sobre el recipiente. La presión ejercida por el vapor asociado con el líquido a una temperatura dada se llama *presión de vapor* del líquido. A una temperatura específica, cualquier líquido tendrá una presión de vapor específica, la cual depende de la naturaleza del líquido y de la temperatura. Si aumentamos la temperatura de un gas, se evapora más líquido y aumenta la presión de vapor. La presión de vapor de un líquido a una temperatura dada puede calcularse o determinarse experimentalmente y comúnmente se expresa en torrs (ver tabla 3-2) presiones de vapor de agua a diferentes temperaturas.

TABLA 3-2. Presiones de vapor de agua a diferentes temperaturas.

Temperatura °C	Presión torr	Temperatura °C	Presión torr
0	4.58	35	42.2
5	6.54	40	55.3
10	9.21	45	71.9
15	12.79	50	92.5
20	17.54	55	118.0
21	18.65	60	149.4
22	19.83	65	187.5
23	21.1	70	234.
24	22.4	75	289.
25	23.8	80	355.
26	25.2	85	434
27	26.7	90	526
28	28.3	95	634
29	30.0	100	760
30	31.8		

Como una presión es una fuerza por unidad de área, la presión de vapor de agua es independiente de la cantidad de agua que se tenga; es decir, un recipiente cerrado con 400 ml de agua tendrá la misma presión de vapor que un recipiente cerrado con 8.00 l de agua. (Ver figura 3-).

MANOMETROS

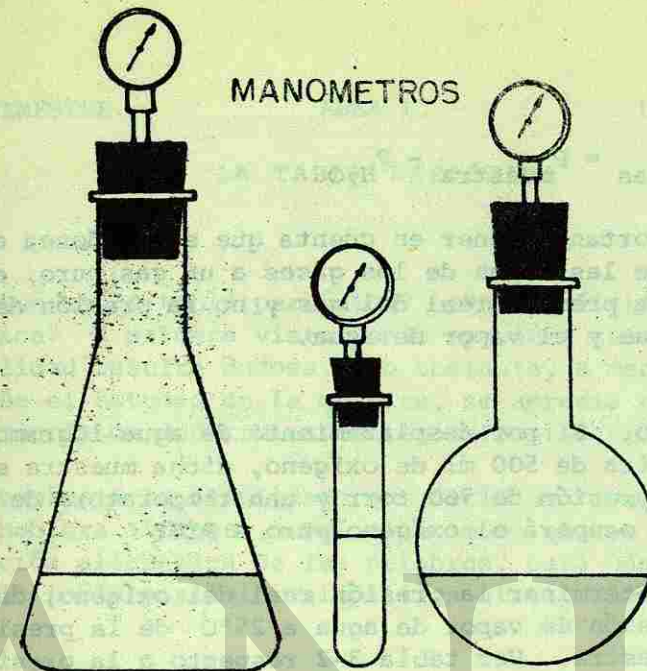


Fig. 3-12.

La presión de vapor de agua en un recipiente cerrado es la misma no importando el tamaño del recipiente pero sí mantener la misma temperatura.

Una muestra de gas recogida por desplazamiento de agua contendrá algo de vapor de agua y consigo una presión de vapor de agua. La muestra es una mezcla y su presión total será de acuerdo con la ley de Dalton, la suma de las presiones parciales de los componentes. Es muy común encontrarlos con una muestra de gas saturada de vapor de agua y recibe el nombre de gas "húmedo". Por supuesto, todos los gases ocupan cualquier volumen en el que están colocados, la presencia del vapor de agua no afecta el volumen que el otro gas ocupa. Sin embargo, la presión de este gas no está dada por la presión total de la muestra, pero puede calcularse restando la presión de vapor del agua correspondiente a la temperatura de la muestra, a la presión total de és

ta:

$$P_{\text{gas}} = P_{\text{muestra}} - P_{\text{H}_2\text{O}}$$

Es importante tener en cuenta que si se desea aplicar cualquiera de las leyes de los gases a un gas puro, es necesario usar la presión real del gas y no la presión de una mezcla del gas y el vapor de agua.

Ejemplo. Si por desplazamiento de agua logramos recoger una muestra de 500 ml de oxígeno, dicha muestra se mantiene a una presión de 760 torr y una temperatura de 25°C. ¿Qué volumen ocupará el oxígeno puro a PTE?

Para determinar la presión real del oxígeno, debe restarse la presión de vapor de agua a 25°C de la presión total de la muestra. Ver tabla 3-2 respecto a la presión de vapor de agua.

$$P_{\text{O}_2} = P_{\text{muestra}} - P_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$P_{\text{O}_2} = 760 \text{ torr} - 23.8 \text{ torr} = 736 \text{ torr}$$

Como conocemos el volumen, la temperatura y la presión ($P_{\text{muestra}} - P_{\text{H}_2\text{O}}$) iniciales del oxígeno puro, puede convertirse el volumen a PTE, aplicando el procedimiento de la ley combinada de los gases. Como la presión aumentó (736 torr-760 torr), el volumen disminuirá y la razón de presión deberá ser menor que uno.

La temperatura disminuye (298°K - 273°K), por lo tanto, el volumen decrece y la razón de temperatura debe ser menor que uno:

$$500 \text{ ml} \left(\frac{736 \text{ torr}}{760 \text{ torr}} \right) \left(\frac{273^\circ\text{K}}{298^\circ\text{K}} \right) = 443 \text{ ml}$$

1er. SEMESTRE.

ÁREA I.

UNIDAD IX.

LA TABLA PERIÓDICA

¿Qué es la tabla periódica? ¿Para qué sirve la tabla periódica? A primera vista puede aparecer tan compleja que su utilidad resulte dudosa. No obstante, a medida que se continúa el estudio de la química, se aprecia el número creciente de datos deducibles de esta clasificación.

Imagínate lo complicado que sería usar un diccionario si no hubiera alfabeto. Del mismo modo que es esencial la colocación alfabética de las palabras, para usar un diccionario, la tabla periódica simplifica el estudio de la química.

La clásica tabla periódica se originó en los preparativos de Mendeleev para su libro "Principios de Química", publicados en 1868. Al considerar su plan de trabajo le llamó Química Orgánica. Se puso a recoger todos los fragmentos de evidencia sobre la naturaleza de los elementos conocidos, con la intención de averiguar si había algún orden "periódico" entre ellos.

De este estudio surgió la primera tabla periódica, la cual fue perfeccionada posteriormente por Moseley y que ha servido de tanto a los químicos y físicos modernos.

OBJETIVOS.

Al terminar esta unidad el alumno deberá ser capaz de:

- 1.- Señalar cuando menos dos usos y propiedades físicas y químicas de los gases nobles, así como de los halógenos y metales alcalinos.

ta:

$$P_{\text{gas}} = P_{\text{muestra}} - P_{\text{H}_2\text{O}}$$

Es importante tener en cuenta que si se desea aplicar cualquiera de las leyes de los gases a un gas puro, es necesario usar la presión real del gas y no la presión de una mezcla del gas y el vapor de agua.

Ejemplo. Si por desplazamiento de agua logramos recoger una muestra de 500 ml de oxígeno, dicha muestra se mantiene a una presión de 760 torr y una temperatura de 25°C. ¿Qué volumen ocupará el oxígeno puro a PTE?

Para determinar la presión real del oxígeno, debe restarse la presión de vapor de agua a 25°C de la presión total de la muestra. Ver tabla 3-2 respecto a la presión de vapor de agua.

$$P_{\text{O}_2} = P_{\text{muestra}} - P_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$P_{\text{O}_2} = 760 \text{ torr} - 23.8 \text{ torr} = 736 \text{ torr}$$

Como conocemos el volumen, la temperatura y la presión ($P_{\text{muestra}} - P_{\text{H}_2\text{O}}$) iniciales del oxígeno puro, puede convertirse el volumen a PTE, aplicando el procedimiento de la ley combinada de los gases. Como la presión aumentó (736 torr-760 torr), el volumen disminuirá y la razón de presión deberá ser menor que uno.

La temperatura disminuye (298°K - 273°K), por lo tanto, el volumen decrece y la razón de temperatura debe ser menor que uno:

$$500 \text{ ml} \left(\frac{736 \text{ torr}}{760 \text{ torr}} \right) \left(\frac{273^\circ\text{K}}{298^\circ\text{K}} \right) = 443 \text{ ml}$$

1er. SEMESTRE.

ÁREA I.

UNIDAD IX.

LA TABLA PERIÓDICA

¿Qué es la tabla periódica? ¿Para qué sirve la tabla periódica? A primera vista puede aparecer tan compleja que su utilidad resulte dudosa. No obstante, a medida que se continúa el estudio de la química, se aprecia el número creciente de datos deducibles de esta clasificación.

Imagínate lo complicado que sería usar un diccionario si no hubiera alfabeto. Del mismo modo que es esencial la colocación alfabética de las palabras, para usar un diccionario, la tabla periódica simplifica el estudio de la química.

La clásica tabla periódica se originó en los preparativos de Mendeleev para su libro "Principios de Química", publicados en 1868. Al considerar su plan de trabajo le llamó Química Orgánica. Se puso a recoger todos los fragmentos de evidencia sobre la naturaleza de los elementos conocidos, con la intención de averiguar si había algún orden "periódico" entre ellos.

De este estudio surgió la primera tabla periódica, la cual fue perfeccionada posteriormente por Moseley y que ha servido de tanto a los químicos y físicos modernos.

OBJETIVOS.

Al terminar esta unidad el alumno deberá ser capaz de:

- 1.- Señalar cuando menos dos usos y propiedades físicas y químicas de los gases nobles, así como de los halógenos y metales alcalinos.

- 2.- Explicar la relación que existe entre los pesos atómicos con los puntos de fusión y de ebullición, así como con los calores de fusión y de vaporización de los gases nobles, halógenos y metales alcalinos.
- 3.- Escribir las ecuaciones que representan la obtención de Bromo y yodo en el laboratorio.
- 4.- Explicar cuáles son las bases actuales para el ordenamiento de la tabla periódica, así como enunciar la ley periódica.
- 5.- Definir qué son los grupos y períodos de la tabla periódica y establecer las diferencias entre los mismos.
- 6.- Explicar la relación que existe entre las valencias de los elementos y los grupos de la tabla periódica.
- 7.- Definir que son los freones y como se llegó a su descubrimiento.

Para que puedas cumplir con los objetivos anteriormente señalados, deberás emplear el siguiente:

PROCEDIMIENTO.

- 1.- Estudia con atención éste capítulo porque de su correcta comprensión obtendrás por consecuencia que los subsiguientes capítulos los entiendas más fácilmente.
- 2.- Deberás poner especial atención a las gráficas, figuras y tablas que aparecen en el transcurso del capítulo.
- 3.- Procura resolver correctamente la siguiente autoevaluación de tal suerte que lo logres sin ayuda alguna.
- 4.- Si tienes dudas consúltalas con tu maestro o con el Coordinador.

PRE-REQUISITO.

Deberás entregar a tu maestro la siguiente autoevaluación contestada, un día antes de la fecha del examen de esta unidad para que con ello tengas derecho a presentar tu examen, de lo contrario no tendrás derecho.

AUTOEVALUACIÓN.

Contesta correctamente las siguientes preguntas:

- 1.- Menciona algunas propiedades químicas de los gases nobles.

- 2.- Por qué se han descubierto tan tarde los gases nobles en la historia de la química.

- 3.- Señala algunos usos de los siguientes gases nobles.

a) Neon b) Helio c) Argon d) Cripton

- 4.- Cómo se prepara el Cl, Br y I en el laboratorio. Describe las reacciones.

5.- Cuáles son las bases actuales para el ordenamiento de la tabla periódica.

6.- Enuncia la Ley periódica.

7.- Qué son los grupos en la tabla periódica.

8.- Qué son los períodos en la tabla periódica.

9.- Qué elementos corresponden a los llamados metales alcalinos y porque se les llama así.

10.- Explica que relación existe entre las valencias de los elementos y los grupos de la tabla periódica.

11.- Qué son los freones así como quien y como llegó a descubrirlos.

CAPÍTULO IV.

LA TABLA PERIÓDICA.

La relación periódica de los elementos es sin duda uno de los conceptos más simples, importantes y útiles. La tabla periódica va más allá de los aspectos teóricos y descriptivos de esta ciencia. A pesar de que hace un siglo que nació la idea de la periodicidad, ésta es muy práctica y útil para incrementar los más recientes descubrimientos de la química. Más sin embargo, debemos tener cierto cuidado pues no esperamos que la tabla periódica nos guíe infaliblemente en todos los sentidos, ya que existen muchas irregularidades inherentes en su estructura. Dichas irregularidades nos reflejan desviaciones de la naturaleza que son de gran utilidad y valor.

4-1 LOS GASES NOBLES COMO MODELO.

Los elementos presentan muchas irregularidades en su comportamiento y diferentes propiedades. Los estudios de los elementos están basados en la propiedad química fundamental de los elementos: la actividad química. A través de minuciosos e intensos experimentos, los científicos han llegado a la conclusión de que la mayoría de los elementos poseen actividad química. Dicho de otra manera, cada elemento se combina con otro (o con varios) siempre y cuando prevalezcan ciertas condiciones para llegar así a formar compuestos. Por ejemplo, el elemento cloro, gas de color verde amarillento, a la temperatura ordinaria se combina con el elemento sodio; sólido blando, plateado, para formar el compuesto cloruro de sodio que es la sal común de cocina. Y bajo otras condiciones el cloro se combina con el hidrógeno para formar cloruro de hidrógeno gaseoso, que se disuelve en agua, formando ácido clorhídrico.

5.- Cuáles son las bases actuales para el ordenamiento de la tabla periódica.

6.- Enuncia la Ley periódica.

7.- Qué son los grupos en la tabla periódica.

8.- Qué son los períodos en la tabla periódica.

9.- Qué elementos corresponden a los llamados metales alcalinos y porque se les llama así.

10.- Explica que relación existe entre las valencias de los elementos y los grupos de la tabla periódica.

11.- Qué son los freones así como quien y como llegó a descubrirlos.

CAPÍTULO IV.

LA TABLA PERIÓDICA.

La relación periódica de los elementos es sin duda uno de los conceptos más simples, importantes y útiles. La tabla periódica va más allá de los aspectos teóricos y descriptivos de esta ciencia. A pesar de que hace un siglo que nació la idea de la periodicidad, ésta es muy práctica y útil para incrementar los más recientes descubrimientos de la química. Más sin embargo, debemos tener cierto cuidado pues no esperamos que la tabla periódica nos guíe infaliblemente en todos los sentidos, ya que existen muchas irregularidades inherentes en su estructura. Dichas irregularidades nos reflejan desviaciones de la naturaleza que son de gran utilidad y valor.

4-1 LOS GASES NOBLES COMO MODELO.

Los elementos presentan muchas irregularidades en su comportamiento y diferentes propiedades. Los estudios de los elementos están basados en la propiedad química fundamental de los elementos: la actividad química. A través de minuciosos e intensos experimentos, los científicos han llegado a la conclusión de que la mayoría de los elementos poseen actividad química. Dicho de otra manera, cada elemento se combina con otro (o con varios) siempre y cuando prevalezcan ciertas condiciones para llegar así a formar compuestos. Por ejemplo, el elemento cloro, gas de color verde amarillento, a la temperatura ordinaria se combina con el elemento sodio; sólido blando, plateado, para formar el compuesto cloruro de sodio que es la sal común de cocina. Y bajo otras condiciones el cloro se combina con el hidrógeno para formar cloruro de hidrógeno gaseoso, que se disuelve en agua, formando ácido clorhídrico.

Una notable característica de los 104 elementos es que hay seis que no poseen actividad química, o en su defecto, tienen una muy leve actividad química.

4-2 GASES NOBLES O RAROS.

Los elementos de la tabla periódica que no son químicamente activos en grado importante son seis y son llamados gases nobles o raros. Estos gases son el Helio (He), Neón (Ne), Argón (Ar), Criptón (Kr), Xenón (Xe) y Radón (Rn); son llamados raros porque efectivamente lo son. Excepto el Argón, todos los demás son gases nobles los encontramos en muy pequeñas cantidades; denominándoles "nobles" por su inactividad química. (Ver tabla 4-1)

TABLA 4-1. Composición del aire seco.

Sustancia.	Por ciento en volumen.
N ₂	78
O ₂	21
Ar	0.93
CO ₂	varía promedio 0.03
H ₂	0.01
Ne	0.0018
He	0.0005
Kr	0.0001
Xe	0.00001
Rn	varía muy poco

Durante muchos años se les conoció como gases inertes y hasta hace poco no se conocía que llegasen a formar compuestos; pues en el año 1962 se logró preparar algunos compuestos estables de ellos (ver tabla 4-2). Este logro formalizó un reto a los químicos a revisar las teorías ya establecidas sobre la estructura atómica y actividad química, la estabilidad básica de los gases nobles continúa siendo una de las evidentes regularidades de la naturaleza.

TABLA 4-2. Algunos compuestos de los gases nobles.

Compuestos	Forma física	Punto de fusión	Reactividad
KrF_2	Cristales Incoloros	Se sublima a $0^\circ C$	Se descompone espontáneamente a la temperatura ambiente.
XeF_2	La misma La misma	$140^\circ C$	Reacciona con H_2O para dar Xe y O
XeF_4	La misma La misma	$114^\circ C$	Estable
XeF_6	La misma La misma	$48^\circ C$	Estable
XeF_3	La misma La misma	-	Explosivo

El hecho de que los gases nobles presenten una inactividad química nos muestra la existencia de una semejanza entre los seis elementos; de lo cual, no es de sorprendernos que tengan muchas propiedades en común. Una de las principales características de este grupo es que, a temperatura ordinaria todos son gases. Descubrimientos recientes han demostrado que, a diferencia de otros elementos gaseosos, existen sólo como especies monoatómicas.

4-3 DESCUBRIMIENTO DE LOS GASES NOBLES.

Como los gases nobles son raros, incoloros e inodoros y por ser inactivos químicamente; podemos comprender por qué la presencia de estos gases no se había detectado hasta hace algunos años. El primer indicio de su existencia se le atribuye a un científico inglés, Henry Cavendish, hace casi dos siglos.

En sus experimentos Cavendish intentó convertir el nitrógeno atmosférico en ácido nítrico. En sus notas escribió: "Después de condensar tanto nitrógeno como puede, sólo quedó una burbujita de aire por lo que, si en el nitrógeno de nuestra atmósfera hay una parte que sea diferente del resto, con seguridad podemos concluir a más de 1/120 del total".

John Rayleigh y William Ramsay, científicos ingleses, volvieron a llevar a cabo el experimento de Cavendish habiendo aislado una pequeña cantidad de gas que Cavendish había llamado "burbuja de aire" y sometiéndola a diferentes pruebas, concluyeron que habían descubierto un nuevo elemento, cuya diferencia primordial con respecto a los demás elementos conocidos, es que era químicamente inerte. A ese elemento se le denominó Argón, del vocablo griego que significa "perezoso", o sea, "sin fuerza".

El Helio, el más ligero de los gases nobles, fue identificado poco antes que se descubriera el Argón, su aparición primera no fue en la Tierra, sino en el Sol. Se llegó a descubrir su presencia allí por un instrumento óptico llamado espectroscopio. Cuando los elementos se calientan, a elevadas temperaturas, emiten una luz que es característica de cada elemento. Al observar los colores de esta luz, con el espectroscopio, aparecen como separado y puede utilizarse para identificar al elemento.

Otro científico de nacionalidad francesa, observó un eclipse total de sol visible en la India en 1868, y mediante un espectroscopio detectó la energía irradiada por la atmósfera interna del sol, cromósfera. Entre las líneas de colores había una amarilla que no concordaba con ningún elemento de los hasta entonces conocidos. En ese mismo año, Joseph Lockyer, inglés, comprobó el descubrimiento anterior, empleando un espectroscopio inventado especialmente. No tardó mucho tiempo en anunciarse el descubrimiento de un nuevo elemento al que se le dió el nombre de Helio, vocablo griego que significa "sol". Hoy podemos encontrar el Helio en la Tierra en cantidades apreciables. Es el producto final de la desintegración de elementos radioactivos, pesados, que se han acumulado por miles y miles de años. La mayor parte del Helio del mundo proviene de los depósitos de gas natural que hay en los Estados Unidos de Norte América. Importantes instalaciones de recuperación de Helio se encuentran en una parte del territorio de Texas, al noreste de Nuevo México.

Años después, Ramsay y sus colaboradores encontraron otros tres gases raros a partir de muestras de aire líquido y recibieron los nombres de Neón, vocablo griego que significa "nuevo"; Criptón, vocablo griego que significa "oculto"; y Xenón, palabra griega que significa "extraño". El último gas raro que se descubrió fue el Radón, que se obtuvo como producto de la desintegración radioactiva del Radio, de donde procede su nombre.

4-4 ALGUNAS PROPIEDADES DE LOS GASES NOBLES.

Observe la tabla 4-3 y estúdiela, ¿podrá encontrar alguna norma que relacione las propiedades de los seis elementos, al aumentar el peso atómico?

TABLA 4-3. Algunas propiedades físicas de los gases nobles.

	He	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn
Peso atómico (uma)	4.00	20.18	39.94	83.80	131.3	222
Punto de fusión (°C)	—	-249	-189	-157	-112	-110
Punto de ebullición (°C)	-269	-246	-186	-153	-107	-62
Calor de fusión (Kcal/mol)	—	0.08	0.27	0.36	0.49	0.8
Calor de vaporización (Kcal/mol)	0.02	0.44	1.50	2.31	3.27	3.92

¿Aumentan o disminuyen los puntos de ebullición, los calores de fusión y los calores de vaporización? Si tuviéramos noticia del descubrimiento de un nuevo elemento inactivo que tuviera un peso atómico mayor que el del Radón, ¿a qué conclusiones llegaríamos acerca de ese elemento?, ¿a temperatura ordinaria, sería un sólido, líquido o un gas?, ¿cuál sería el punto de ebullición en comparación con el del Radón?, ¿a qué conclusiones podríamos llegar comparando sus propiedades con las del Radón?

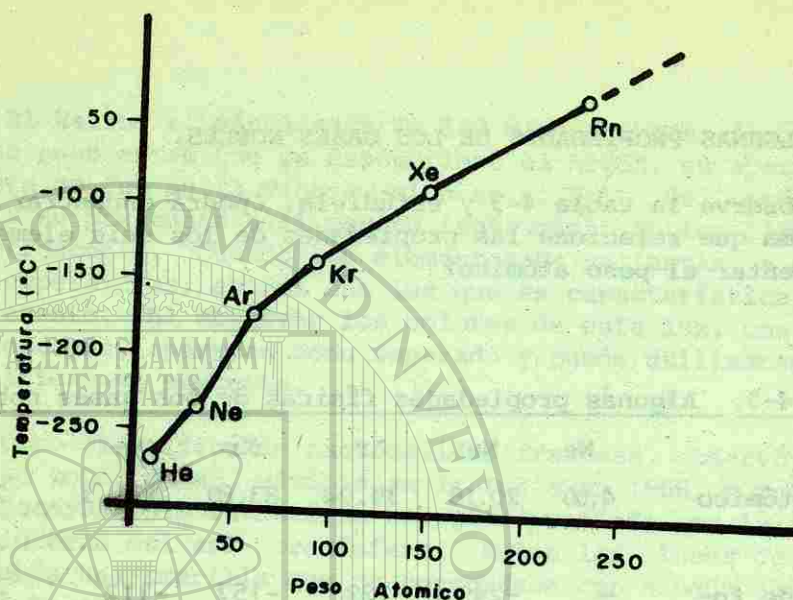


Fig. 4-1. Gráfica de los puntos de ebullición de los gases nobles.

La gráfica de la fig. 4-1 nos muestra los puntos de ebullición de los seis gases nobles en función de sus pesos atómicos. Si fuera cierto el descubrimiento del nuevo elemento noble, con un peso atómico mayor que el del Radón, sería posible predecir, aproximadamente su punto de ebullición, extrapolando la curva de la gráfica hasta el punto de intersección con la línea del peso atómico.

4-5 UTILIDAD DE LOS GASES NOBLES.

Cuando se descubrieron los gases nobles, los científicos de aquel entonces no encontraron empleo alguno para dichos gases, sino que eran objeto de estudio e investigación. Al primer elemento de los gases nobles que se le encontró aplicación práctica fue al Helio. Se le empleó como sustituto del hidrógeno para inflar globos y dirigibles para observaciones meteorológicas. El helio combinado con el oxígeno forma un aire sintético que se mantiene a presión para suministrarse

a los buzos que descienden a grandes profundidades y así evitar accidentes fatales. La forma líquida del helio es la más comúnmente empleada y la utilidad que nos brinda es como refrigerante industrial. Hoy se elaboran considerables cantidades de helio para programas espaciales en que es utilizado como combustible a presión.

Otra aplicación que tiene el helio combinado con argón, es el de soldaduras especiales como la de los metales, aluminio y magnesio, evitando así las reacciones del nitrógeno y oxígeno del aire. Uno de los últimos usos que se le da al argón es el de gas protector para prevenir la decoloración y el cambio de sabores, durante procesos de empacamiento de ciertos alimentos. Determinada clase de focos eléctricos se llenan con este gas para retardar la sublimación del filamento de tungsteno permitiendo así a la lámpara funcionar a más altas temperaturas. Muchos de los anuncios luminosos contienen uno u otro gas noble. Cuando la corriente eléctrica pasa a través de un tubo en el que se ha hecho el vacío y luego introducido gas neón, éste adquiere un color rojo anaranjado. En los aeropuertos son muy empleadas las luces de criptón y neón, para dar señales a los pilotos y señalar rutas aéreas.

4-6 GRUPO DE HALÓGENOS.

El flúor F_2 , cloro Cl_2 , bromo Br_2 , iodo I_2 , y el elemento sintético llamado astato, $At.$, son los elementos que forman el Grupo VII A de la tabla periódica también conocida con el nombre de halógenos, del vocablo griego que significa "formadores de sal". A las sales formadas por los halógenos se les denomina *haluros*. Probablemente los estados de oxidación en que se les encuentre sea de -1, +7, +5, +3 y +1. Sin embargo, los estados de oxidación más comúnmente observados son -1, +7, +5 y +1. El estado -1 es el más común entre los halógenos y se encuentra entre los iones monoatómicos; ion fluoruro F^- , ion cloruro Cl^- , ion bromuro Br^- e ion yoduro I^- . El flúor siempre se encuentra en el estado -1, excepto en el F_2 . Ver tabla 4-4.

TABLA 4-4. Estados de oxidación comunes de los elementos.

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
Li	Be	B	C	N	O	F
+1	+2	+3	+4,+2	+2,+3,+4,+5	-2	-1
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
+1	+2	+3	+4	+3,+5, -2	+2,+4,+6 -2	+1,+5,+3,+7 -1
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br
+1	+2	+3	+4	+3,+5 -3	+4,+6 -3	+1,+3,+5,+7 -1
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I
+1	+2	+3	+2,+4	+3,+5 -3	+4,+6 -2	+1,+3,+5,+7 -1
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At
+1	+2	+1,+3	+2,+4	+3,+5	+2,+4	-1
Fr	Ra					
+1	+2					

4-7 PROPIEDADES DE LOS HALÓGENOS.

En la tabla 4-5 se presentan algunas de las propiedades de los elementos halógenos. Al leer los puntos de ebullición de izquierda a derecha, ¿aumentan o disminuyen?, ¿cómo varían los calores de fusión, vaporización y el punto de ebullición?

TABLA 4-5. Algunas propiedades de los halógenos.

	Fluor	Cloro	Bromo	Yodo
Peso atómico (uma)	19.0	35.5	79.9	127
Punto de ebullición (°C)	-188	-34	58	184
Punto de fusión (°C)	-220	-102	-7	114
Calor de fusión (kcal/mol de X)	0.12	1.53	2.52	3.74
Fórmula del haluro de sodio	NaF	NaCl	NaBr	NaI

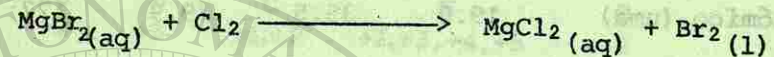
A la temperatura ordinaria (25°C), ¿cuál será el estado físico de cada uno de los halógenos?, ¿cuál será la fórmula del compuesto sódico del astato?

Los números de oxidación que se presentan en la tabla anterior son de elementos representativos y generalmente se ajustan a las predicciones. Obsérvese el patrón referente a los números de oxidación predichos de los grupos de los elementos representativos. El número de oxidación positivo más alto está dado por el número del grupo. Los números de oxidación positivos más bajos difieren del número del grupo en incrementos de dos. Los números de oxidación negativos para los grupos VA, VIA y VII A los encontramos restando ocho al número del grupo.

4-8 OBTENCIÓN DE HALÓGENOS.

El bromo que actualmente existe en el mercado industrial, se obtiene de los bromuros que contiene el agua de mar, y a partir de los bromuros que hay en los pozos salinos y lagos

salados. Una de las más importantes reacciones se representa por la ecuación:

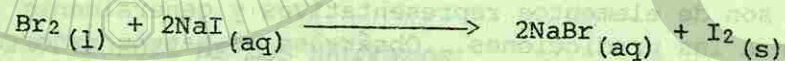


El cloro elemental sustituye al bromo por diferencia de electronegatividad.

La mayor parte del yodo se obtiene de la salmuera que brota junto con el petróleo en los campos petrolíferos. La salmuera está constituida por NaI y MgI. A la salmuera se le hace burbujear cloro, el cual sustituye al yodo. La representación de esta ecuación será:



De las anteriores reacciones resaltaremos un breve análisis en su comportamiento. Los halógenos pueden desplazar, de sus propios compuestos a los otros halógenos que poseen pesos atómicos más elevados. Así, el *cloro* desplaza al bromo y al yodo del bromuro de magnesio y del yoduro de magnesio. El bromo desplazará al yodo de los yoduros.



Otra observación sería que los halógenos más pesados desplazan a los más ligeros de sus compuestos.

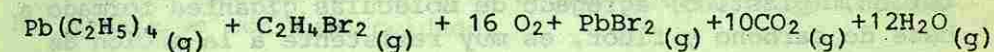
4-9 USO DE LOS HALÓGENOS.

Industrialmente se emplea el bromo en la preparación del dibrometileno $\text{C}_2\text{H}_4\text{Br}_2$. El dibrometileno se usa con el plomo tetraetilo, $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4$ y el plomo tetrametilo, $\text{Pb}(\text{CH}_3)_4$ es el que se emplea como aditivo en la mayoría de las gasolinas. Este compuesto actúa como antidetonante controlando el rápido proceso de combustión de los componentes de la gasolina y

previene las explosiones prematuras que se pueden producir en los cilindros del motor. Empero, recientes investigaciones han demostrado que el plomotetrametilo forma con la combustión óxidos de plomo fatal contaminante del ambiente. Las autoridades respectivas no han podido dejar este producto. La ecuación representativa es:



El óxido sólido forma depósitos perjudiciales para los cilindros. En cambio, con dibromoetileno se produce la formación de bromuro de plomo, PbBr volátil:



El bromuro de plomo escapa en forma de vapor por medio de un sistema eliminador de gases del motor.

El bromuro de plata, AgBr , otro compuesto más del bromo se emplea como componente sensible a la luz en las placas y películas fotográficas. En la industria preparadora de colores y medicamentos es comúnmente empleado el bromo. Los bromuros son altamente depresivos del sistema nervioso central, por lo que es componente dosificado en tabletas llamadas "sedantes". Estos sedantes bromados se aplican en el tratamiento de asma e insomnio, también forman parte de medicamentos empleados para dolor de cabeza.

Desde hace muchos años el yodo siempre ha sido un buen antiséptico (tintura de yodo) al 2 % de I en etanol (alcohol etílico), $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, con una pequeña parte de yoduro de sodio.

La glándula tiroides del cuerpo humano, localizada en el cuello secreta un compuesto llamado tiroxina, que ayuda a regular el proceso de oxidación en el cuerpo. La tiroxina está constituida aproximadamente de un 65 % de yodo.

Cuando por algún motivo la glándula tiroides recibe insuficiente yodo, se produce una enfermedad conocida con el nom-

bre de Bocio, que es una hipertrofia de esta glándula. Para equilibrar esta insuficiencia de yodo se le agrega este elemento al agua potable o un 0.02 % de yoduro de sodio, a la sal de cocina para producir sal yodurada. Una buena dieta de moluscos o de algas marinas nos suministraría una cantidad de yodo necesaria para prevenir dicha enfermedad.

El flúor se aplica como un buen refrigerante absorbiendo calor cuando un líquido cambia a vapor. Hay unos compuestos de carbono, cloro y flúor que son llamados *freones*, como por ejemplo el dicloro difluorometano, CCl_2F_2 son muy buenos refrigerantes. Otro ejemplo de un compuesto de flúor es el teflón, (plástico) agregado de moléculas gigantes formado a base de carbono y flúor, es muy resistente a la acción de compuestos químicos, y por tal causa se le emplea como aislante eléctrico.

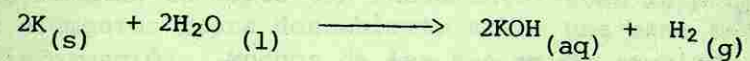
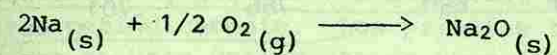
El fluoruro de sodio ha demostrado ser, en las poblaciones donde se le agrega al agua, un eficiente anticaries. El fluoruro de estaño (II), SnF_2 , es uno de los compuestos que en la actualidad se le agregan a las pastas dentíficas para prevenir la caída de los dientes en los niños.

Las investigaciones sobre las propiedades del bromo se acrecentaron en la segunda guerra mundial cuando se empleó el hexafluoruro de uranio, un compuesto gaseoso de este metal pesado para separar los isótopos del uranio haciendo posible la construcción de la primera bomba atómica.

4-10 METALES ALCALINOS.

Los elementos: litio Li, sodio Na, potasio K, rubidio Rb, cesio Cs y el francio Fr, elemento radiactivo obtenido artificialmente son los que constituyen el grupo A de la tabla periódica, su número de oxidación es +1, el cual se obtiene cuando en dichos elementos pierden el electrón del nivel de energía más externa para formar iones monoatómico +1. Son llamados *metales alcalinos* porque muchos de sus compues

tos son bases o álcalis. Se caracterizan también por ser metales blandos, de color blanco plateado y muy activos químicamente. Reaccionan casi espontáneamente con el oxígeno de la atmósfera a medida que aumenta el peso atómico. En contacto con el agua reaccionan en forma violenta.



Es por eso que debido a su enorme actividad química deben manejarse con sumo cuidado.

Los metales alcalinos reaccionan fuertemente con los halógenos para formar haluros de álcalis, como por ejemplo el cloruro de sodio y el fluoruro de cesio. En todo los haluros metálicos hay una relación atómica de 1:1 entre el álcali y el halógeno.

Representación de la reacción en general:



M = Li, Na, K, Rb, Cs.

y X = F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 .

TABLA 4-6. Propiedades de los metales alcalinos.

	Lítio	Sodio	Potasio	Rubidio	Cesio
Peso atómico (uma)	6.9	23.0	39.1	85.1	132.9
Punto de ebullición (°C)	1331	890	766	701	685
Punto de fusión (°C)	180	98	63	39	29
Calor de fusión (kcal/mol)	0.72	0.62	0.55	0.52	0.5
Calor de vaporización (kcal/mol)	32.2	21.3	18.5	16.5	15.8
Densidad (g/ml)	0.53	0.97	0.86	1.52	1.87

NO METALES.	SÍMBOLO.	FÓRMULA DE LA FORMA NATURAL.
Hidrógeno	H	H ₂
Boro	B	B
Carbono	C	C
Nitrógeno	N	N ₂
Fósforo	P	P o P ₂
Oxígeno	O	O
Azufre	S	S o S ₂
Selenio	Se	Se
Flúor	F	F
Cloro	Cl	Cl ₂
Bromo	Br	Br ₂
Yodo	I	I ₂
Helio	He	He
Neón	Ne	Ne
Argón	Ar	Ar
Criptón	Kr	Kr
Xenón	Xe	Xe
Radón	Rn	Rn

4-11 LA LEY PERIÓDICA.

Muchas observaciones sobre las propiedades de los elementos se encuentran resumidas en la ley periódica. Se puede enunciar como sigue: cuando los elementos se acomodan en orden creciente de sus números atómicos, muestran propiedades similares periódicamente. Las primeras tablas periódicas se formularon en base únicamente en unos 160 elementos! Es increíble como un concepto tan fundamental como la periodicidad de los elementos fuera descubierto sobre una base tan limitada de información. Muchos de los huecos de aquellas tablas se han ido llenando desde entonces con los elementos nuevos y cuyas propiedades habían sido predichas de una manera muy aproximada.

En la figura 4-2 se expone una nueva concepción de la tabla periódica. Los elementos que se encuentran formando hileras horizontales son miembros de un período; por ejemplo, el primer período contiene sólo dos elementos, el hidrógeno y el helio; el segundo y tercer período contienen ocho elementos. No solo se han acomodado en la tabla de los más recientes elementos sintéticos, sino que se han previsto acertadamente muchos elementos naturales que fueron descubiertos después de que se estructurara la tabla periódica original.

Es sorprendente que la conformación de la tabla periódica se correlacione perfectamente con los conceptos cuánticos de estructura atómica. Por ejemplo, los períodos terminan con aquellos elementos cuyos tres orbitales p del nivel principal más exterior están llenos con seis electrones (gases nobles), los electrones adicionales van a los siguientes subniveles superiores y, para los elementos de los períodos 2 y 3, los siguientes superiores son los s y p, lo que corresponde así a ocho elementos en estos períodos. Una de las más grandes pruebas de la efectividad de la ley periódica se originó con el descubrimiento de los gases nobles por Sir William Ramsay. Estos elementos fueron acomodados en la tabla por simple adición de una nueva columna, algunas veces llamada grupo 0. Los grupos de la tabla periódica son aquellos que contienen a los elementos en hilera o columnas verti-

cales. Ciertos grupos se encuentran estrechamente relacionados entre sus propiedades que llegan a formar familias. Como por ejemplo, la familia de los alcalinos del grupo I, que corresponden a los elementos cuyas capas de valencias tienen un electrón s; la familia de los alcalinotérreos del grupo II, cuyas capas de valencia tienen dos electrones s; la familia de los halógenos del grupo VII, cuya estructura de la capa de valencia son s^2p^5 .

Fundamentalmente, la tabla periódica está basada en los números atómicos de los elementos y no en sus pesos atómicos. Por ejemplo, el cobalto y el níquel, el argón y el potasio, el telurio y el yodo, no concuerdan en orden desde el punto de vista de peso; pero todas sus otras propiedades, tanto químicas como físicas, justifican sus posiciones en la tabla periódica moderna. Por esta razón, debemos considerar al número atómico de un elemento como la única notación válida para definir al elemento mismo.

4-12 RELACIÓN ENTRE VALENCIA Y GRUPOS DE LA TABLA PERIÓDICA.

A partir de la tabla periódica podemos deducir las valencias de los elementos dependiendo de la posición que guarden en la tabla. Esta afirmación es más válida para aquellos elementos que poseen una valencia principal estable, no así, para aquellos que tienen valencia variable.

Así, tenemos que los elementos del grupo I (metales alcalinos) tendrán una valencia de 1 (uno); los elementos del grupo II tendrán valencia 2 (dos); los del grupo III de 3 (tres); los del IV de 4 (cuatro) y a partir del grupo V la valencia comenzará a disminuir y así tenemos que la capacidad de combinación importante (puesto que es variable) para los elementos del grupo V es de 3, como en los siguientes ejemplos: NH_3 , As_2O_3 , etc.; para los elementos del grupo VI la valencia principal es de 2, como en H_2O , Na_2S , Na_2Te . En el grupo VII la valencia principal será de 1, ejemplo

$NaCl$, $LiBr$, KI , etc. Por último, tenemos que los elementos del grupo VIII (los gases nobles) como ya se mencionó de casi nula actividad química, tendrán una valencia principal de 0. Así, la relación entre valencia y grupo quedará así:

GRUPO	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Valencia principal	1	2	3	4	3	2	1	0

4-13 LOS FREONES.

Ya por finalizar la década de los años veintes, urgía encontrar algún compuesto inocuo, inodoro, no corrosivo ni inflamable que sustituyera a los compuestos utilizados como refrigerantes en esa época, y que adolecían de características indeseables.

Uno de los hombres que se avocó a ello en aquel entonces fue el ingeniero Thomas Midgley (americano) y buscó sugerencias que la tabla periódica le pudiese proporcionar. Ya años antes, ya años antes Midgley se había basado en la tabla periódica para obtener un aditivo antidetonante para las gasolinas. El tetraetilo de plomo $Pb_2(C_5H_4)$ con el cual obtuvo gran éxito (actualmente este aditivo casi no se usa por ser uno de los más altos contaminantes atmosféricos); volviendo al problema de los refrigerantes Midgley observó que los elementos a la derecha de la tabla periódica eran los únicos que formaban compuestos lo suficientemente volátiles para su propósito; advirtió que la inflamabilidad entre dichos compuestos disminuía de izquierda a derecha; de la misma manera observó que su toxicidad disminuía de abajo a arriba en la tabla. Estas observaciones apuntaban a compuestos del elemento flúor y dos años después de trabajos intensos encontró el primero de un amplio grupo de refrigerantes que él llamó freones (el diclorodifluorometano: CCl_2F_2). Los freones tenían la capacidad de absorber calor cuando un líquido cambia a vapor.

Tabla periódica de los elementos

1	2																
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12						
H 1,00797	He 4,0026	Li 6,939	Be 9,0122	B 10,811	C 12,01115	N 14,0067	O 15,9994	F 18,9984	Ne 20,183	Na 22,9898	Mg 24,312						
3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18		
IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B	IB	IIIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA		
K 39,102	Ca 40,08	Sc 44,956	Ti 47,90	V 50,942	Cr 51,996	Mn 54,938	Fe 55,847	Co 58,9332	Ni 58,71	Cu 63,54	Zn 65,37	Ga 69,72	Ge 72,59	As 74,9216	Se 78,96	Br 79,909	Kr 83,80
5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20		
Rb 85,47	Sr 87,62	Y 88,905	Zr 91,22	Nb 92,906	Mo 95,94	Tc 99	Ru 101,07	Rh 102,905	Pd 106,4	Ag 107,870	Cd 112,40	In 114,82	Sb 121,75	Te 127,60	I 126,9044	Xe 131,30	
6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	
Cs 132,905	Ba 137,34	La 138,91	Hf 178,49	Ta 180,948	W 183,85	Re 186,2	Os 190,2	Ir 192,2	Pt 195,08	Au 196,967	Hg 200,59	Pb 207,19	Bi 208,980	Po 210	At 210	Rn 222	
7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	
Fr 223	Ra 226	Ac 227	Ku 260	Ce 140,12	Pr 140,907	Nd 144,24	Pm 147	Sm 150,35	Eu 151,96	Gd 157,25	Tb 158,924	Dy 162,50	Ho 164,930	Er 167,26	Tm 168,934	Yb 173,04	Lu 174,97
				90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
				Th 232,038	Pa 231	U 238,03	Np 237	Pu 242	Am 243	Cm 247	Bk 249	Cf 251	Es 254	Fm 257	Md 258	No 259	Lw 261

1er. SEMESTRE.

ÁREA I.

UNIDAD X.

SIGNIFICADO DE SÍMBOLOS, FÓRMULAS Y MANERA CORRECTA DE ESCRIBIR LAS FÓRMULA QUÍMICAS

INTRODUCCIÓN.

Quando se reemplazan las imágenes de las Moléculas que intervienen en una reacción química por sus fórmulas, el resultado es una ecuación química. Así por ejemplo, tenemos que la ecuación para la síntesis del agua se escribe:



para escribir o interpretar correctamente tales ecuaciones es preciso conocer previamente una serie de reglas y convenios, aunque en apariencia estas ecuaciones y los símbolos que se utilizan en ellas, son semejantes a los usados en matemáticas, existen diferencias sustanciales; concretamente, las fórmulas químicas de las sustancias que reaccionan se escriben siempre en la parte izquierda de la ecuación, mientras que los productos resultantes, se ponen del lado derecho. Además el signo de la suma (+) no significa necesariamente adición en el sentido matemático y la flecha por otro lado indica el sentido en que se verifica la reacción.

Una ecuación correctamente escrita indica que debe haber el mismo número de átomos de cada elemento en ambos lados de la ecuación, es decir, que la ecuación debe estar equilibrada o ajustada, esta condición es consecuencia de una ley fundamental de la química, según la cual en una reacción química, la materia no se crea ni se destruye.

Tabla periódica de los elementos

1	2																
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12						
H 1,00797	He 4,0026	Li 6,939	Be 9,0122	B 10,811	C 12,01115	N 14,0067	O 15,9994	F 18,9984	Ne 20,183	Na 22,9898	Mg 24,312						
3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18		
IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B	IB	IIIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA	0	
K 39,102	Ca 40,08	Sc 44,956	Ti 47,90	V 50,942	Cr 51,996	Mn 54,938	Fe 55,847	Co 58,9332	Ni 58,71	Cu 63,54	Zn 65,37	Ga 69,72	Ge 72,59	As 74,9216	Se 78,96	Br 79,909	Kr 83,80
5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22
Rb 85,47	Sr 87,62	Y 88,905	Zr 91,22	Nb 92,906	Mo 95,94	Tc (99)	Ru 101,07	Rh 102,905	Pd 106,4	Ag 107,870	Cd 112,40	In 114,82	Sn 118,69	Sb 121,75	Te 127,60	I 126,9044	Xe 131,30
6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23
Cs 132,905	Ba 137,34	La 138,91	Hf 178,49	Ta 180,948	W 183,85	Re 186,2	Os 190,2	Ir 192,2	Pt 195,08	Au 196,967	Hg 200,59	Pb 207,19	Bi 208,980	Po (210)	At (210)	Rn (222)	
7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24
Fr 223	Ra (226)	Ac (227)	Ku (260)														

58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
Ce 140,12	Pr 140,907	Nd 144,24	Pm (147)	Sm 150,35	Eu 151,96	Gd 157,25	Tb 158,924	Dy 162,50	Ho 164,930	Er 167,26	Tm 168,934	Yb 173,04	Lu 174,97
90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
Th 232,038	Pa (231)	U 238,03	Np (237)	Pu (242)	Am (243)	Cm (247)	Bk (249)	Cf (251)	Es (254)	Fm (257)	Md (258)	No (259)	Lw (261)

1er. SEMESTRE.

ÁREA I.

UNIDAD X.

SIGNIFICADO DE SÍMBOLOS, FÓRMULAS Y MANERA CORRECTA DE ESCRIBIR LAS FÓRMULA QUÍMICAS

INTRODUCCIÓN.

Quando se reemplazan las imágenes de las Moléculas que intervienen en una reacción química por sus fórmulas, el resultado es una ecuación química. Así por ejemplo, tenemos que la ecuación para la síntesis del agua se escribe:



para escribir o interpretar correctamente tales ecuaciones es preciso conocer previamente una serie de reglas y convenios, aunque en apariencia estas ecuaciones y los símbolos que se utilizan en ellas, son semejantes a los usados en matemáticas, existen diferencias sustanciales; concretamente, las fórmulas químicas de las sustancias que reaccionan se escriben siempre en la parte izquierda de la ecuación, mientras que los productos resultantes, se ponen del lado derecho. Además el signo de la suma (+) no significa necesariamente adición en el sentido matemático y la flecha por otro lado indica el sentido en que se verifica la reacción.

Una ecuación correctamente escrita indica que debe haber el mismo número de átomos de cada elemento en ambos lados de la ecuación, es decir, que la ecuación debe estar equilibrada o ajustada, esta condición es consecuencia de una ley fundamental de la química, según la cual en una reacción química, la materia no se crea ni se destruye.

OBJETIVOS.

Al terminar esta unidad el alumno deberá ser capaz de:

- 1.- Explicar cuáles son los cálculos estequiométricos.
- 2.- Enunciar la Ley de las Combinaciones en volumen de Gay-Lussac.
- 3.- Explicar y enunciar la hipótesis de Avogadro.
- 4.- Explicar el significado del número de Avogadro.
- 5.- Definir los siguientes conceptos:
 - a) Mol
 - b) Uma
 - c) Densidad
 - d) Peso atómico relativo
- 6.- Explicar cuál es el significado de los símbolos y fórmulas químicas.
- 7.- Determinar la fórmula más simple de un compuesto partiendo del porcentaje en peso de cada uno de los elementos que lo forman.
- 8.- Calcular el peso de un mol (peso molecular) de un compuesto a partir de su fórmula.
- 9.- Ajustar o balancear ecuaciones químicas.
- 10.- Definir qué es valencia.
- 11.- Explicar la manera correcta de escribir una fórmula química y su respectivo nombre.

Para que puedas cumplir con los objetivos anteriormente señalados, deberás emplear el siguiente:

PROCEDIMIENTO.

- 1.- Estudia el presente capítulo y sobre todo practica la escritura de fórmulas químicas, apoyate con la tabla de valencia y resuelve el ejercicio que aparece al final.
- 2.- Estudia detenidamente, los problemas resueltos que aparecen en el transcurso del capítulo, así como los ejercicios propuestos.

PRE-REQUISITO.

Deberás entregar a tu maestro la siguiente autoevaluación contestada, un día antes de la fecha del examen de esta unidad para que con ello tengas derecho a presentar tu examen, de lo contrario no tendrás derecho.

AUTOEVALUACIÓN.

Responde correctamente las siguientes preguntas.

- I.- Escribe la hipótesis propuesta por Avogadro.

- II.- Escribe la Ley de las Combinaciones en volumen de Gay-Lussac.

III.- Explica qué entiendes por Mol.

IV.- ¿Cuál es la fórmula más simple del Bromuro de Calcio, cuando el compuesto contiene 20% de calcio y 80% de Bromo? (Ca=40gr/m y Br=80gr/m)

V.- Calcular el peso molecular de los siguientes compuestos (Busca los pesos atómicos en la tabla periódica del capítulo IV o en la lista de elementos del capítulo I).

- | | |
|--|------------------------------------|
| a) H ₂ O | e) H ₂ SO ₄ |
| b) K ₂ Cr ₂ O ₇ | f) AgNO ₃ |
| c) NaOH | g) Fe ₂ SO ₃ |
| d) AgCl | h) H ₂ O ₂ |

VI.- Ajusta o balancea las siguientes ecuaciones químicas:



VII.- Definir los siguientes términos:

- Valencia.
- Peso atómico relativo.
- Densidad.
- Mol.



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA

DIRECCIÓN GENERAL

va a cada una reacción química con velocidad que se interesa en la cantidad de producto que se puede formar a partir de cantidades de reactivos. En la práctica, la velocidad de una reacción depende de las condiciones de reacción.

**CAPÍTULO V.
SIGNIFICADO DE SÍMBOLOS, FÓRMULAS Y MANERA CORRECTA
DE ESCRIBIR LAS FÓRMULAS QUÍMICAS.**

una cantidad específica de reactivos se obtiene una cantidad específica del producto. En tanto se conoce la ecuación que representa esta reacción, se puede calcular la cantidad de reactivos que se necesitan para obtener una cantidad específica de producto.

5-1 INTRODUCCIÓN.

Uno de los logros más importantes de la industria es la fabricación de una infinita variedad de productos químicos. En la actualidad, nuestra sociedad es, por decir así, dependiente de la industria química con respecto a productos que utilizamos todos los días. Las compañías productoras de medicamentos y alimentos, gasolina y aceite de la industria del petróleo; telas y ropas de las industrias textiles; éstos representan unos cuantos ejemplos. Incluso casi todo lo que compramos diariamente es fabricado mediante algún proceso químico o está relacionado con el uso de productos químicos. Por motivos económicos, cualquier producto elaborado por procesos químicos y la producción de sustancias químicas debe realizarse bajo estrictas normas de producción como lo son, la obtención de un mayor número de productos de buena calidad a bajo costo de producción, en lo que se refiere a medicamentos y alimentos el no ser tóxicos, ser eficientes, de buena calidad y precio económico. Por ejemplo en los Estados Unidos de Norte América, se producen anualmente alrededor de 40 mil millones de tabletas de aspirina, ó 17 millones de kilogramos de aspirina. Esto representa muchos dolores de cabeza, pero si la reacción química o los métodos empleados para obtener la aspirina no fueran los indicados, veríamos que una pequeña pérdida del producto podría representar muchos kilogramos de aspirina.

Esto indica por qué los químicos tienen mucho cuidado en seleccionar el método y reacciones adecuadas, porque una pequeña pérdida del producto inicial representaría muchos kilogramos de aspirina. Esto nos muestra por qué cuando se lle

va a cabo una reacción química, con frecuencia los químicos se interesan en la cantidad de producto que se puede formar a partir de específicas cantidades de reactivos. En la industria como en las aplicaciones de investigación las reacciones químicas son muy importantes. Como ya vimos anteriormente en una reacción química se conserva la masa, de donde una cantidad específica de reactivos reaccionará para dar una cantidad específica del producto. En cuanto se conoce la ecuación que representa esta reacción, se pueden deducir las relaciones de masa entre los reactivos y productos, individualmente. Los cálculos que comprenden estas reacciones de masa se les denomina cálculos *estequiométricos*. Estequiometría es una palabra compuesta en la que metría se refiere a la medida de las masas y estequio, palabra griega, se refiere a los elementos o partes de los compuestos; de donde este término se refiere a las relaciones de masa en las reacciones químicas.

5-2 OBSERVACIONES DE GAY-LUSSAC.

Nuestro modelo del gas ideal que hemos establecido en el capítulo III, es un intento para explicar las propiedades físicas de los gases en condiciones ordinarias de presión y temperatura. En este capítulo estudiaremos las propiedades químicas de los gases con la finalidad de obtener una idea más cuantitativa de la teoría cinético-molecular y la importancia que para la química representa.

Joseph Gay-Lussac, fue quien descubrió primero una sencilla, pero muy importante, propiedad química de los gases; observó que cuando químicamente los gases se combinan entre sí existía una relación sencilla entre los volúmenes de los gases producidos.

OBSERVACIONES DE GAY-LUSSAC:

1 volumen de hidrógeno + 1 volumen de cloro \longrightarrow
 2 volúmenes de cloruro de hidrógeno 1:1:2
 1 volumen de nitrógeno + 1 volumen de oxígeno \longrightarrow
 2 volúmenes de monóxido de nitrógeno 1:1:2
 2 volúmenes de hidrógeno + 1 volumen de oxígeno \longrightarrow
 2 volúmenes de vapor de agua 2:1:2

Como resultado de dichas observaciones, Gay-Lussac concluyó que en una reacción química, los volúmenes de los gases reaccionantes y los productos gaseosos estaban en relaciones sencillas de números enteros y pequeños. Esto se conoce como la ley de la combinación de volúmenes.

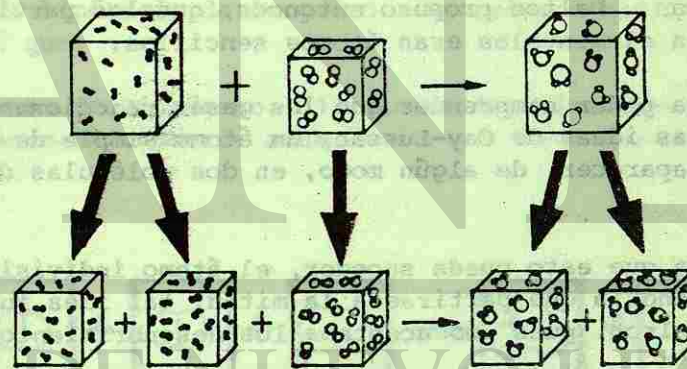


Fig. 5-1. Existe una relación sencilla de números enteros entre los volúmenes de los gases reaccionantes y el producto gaseoso de una reacción química.

Otro aspecto de relevante importancia que dió a conocer fue el hecho de que los gases siempre se combinan químicamente en relaciones de números enteros y pequeños independiente-

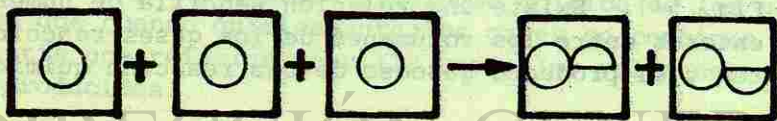
mente del estado físico del producto. Ejemplo de ello son las reacciones.

- a) 1 volumen de amoníaco (gas) + 1 volumen de cloruro de hidrógeno \longrightarrow cloruro de amonio sólido.
- b) 2 volúmenes de amoníaco (gas) + 1 volumen de dióxido de carbono (gas) + humedad \longrightarrow carbonato de amonio (sólido).
- c) 2 volúmenes de hidrógeno + 1 volumen de oxígeno \longrightarrow 2 volúmenes de vapor de agua.

Si encontramos una relación sencilla de 2:1 para la combinación de los gases de esta ecuación, es lógico suponer, como lo hizo Dalton, que esta relación sencilla de 2:1 debería existir también en las partículas de los gases que se combinaban. Dalton propuso entonces, que las partículas de los gases elementales eran átomos sencillos.

Para poder comprender que los gases reaccionan de acuerdo con las ideas de Gay-Lussac, un átomo simple de oxígeno debería aparecer, de algún modo, en dos moléculas de vapor de agua.

Para que esto pueda suceder, el átomo indivisible de Dalton tendría que partirse a la mitad; tal idea fue rechazada por Dalton, pues no aceptaba los descubrimientos de Gay-Lussac.



5-3 INTERVENCIÓN DE AVOGADRO.

Para poner fin al conflicto que había causado la prueba experimental de Gay-Lussac y la teoría del átomo indivisible de Dalton, intervino un científico brillante llamado Amadeo Avogadro el cual puso una final solución.

Avogadro propuso dos hipótesis muy importantes. En una de ellas sugirió que los gases como el hidrógeno, oxígeno, nitrógeno y cloro debían existir como moléculas diatómicas, o dicho de otra manera, moléculas que tienen dos átomos del mismo elemento. Contrario a Dalton, quien había propuesto que estos gases existían como átomos sencillos de H, O, N, Cl; Avogadro propuso que existían como moléculas diatómicas H_2, O_2, N_2, Cl_2 .

Los experimentos de Gay-Lussac sobre la combinación de los volúmenes de los gases fueron más fáciles de comprender bajo esta hipótesis de Avogadro. Recordemos que Gay-Lussac demostró que:

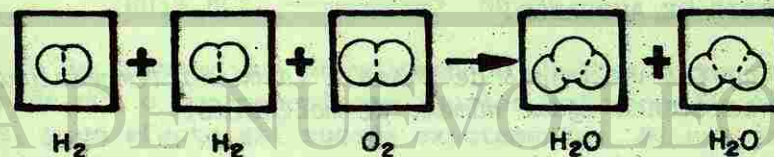
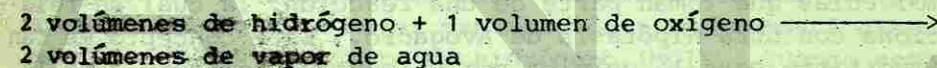


Fig. 5-2. Hipótesis de Avogadro. Compárela con el diagrama de la página anterior.

Intentemos seguir el planteamiento de Avogadro de la manera que él intentó explicar los experimentos de Gay-Lussac:

El átomo de Dalton no puede "dividirse" pero un átomo de oxígeno aparece en cada una de las dos moléculas de vapor de agua. Por otra parte, cada molécula de agua debe contener por lo menos un átomo entero de oxígeno.

Cada una de las dos moléculas de vapor de agua contiene un átomo de oxígeno y estos dos átomos provienen de una "partícula" de oxígeno gaseoso. Además, dicha "partícula" debe haber sido una molécula que contiene dos átomos de oxígeno.

5-4 HIPÓTESIS DE AVOGADRO.

Distíngase que en las reacciones anteriores, los números relativos de los volúmenes son los mismos que los de las moléculas que toman parte de una reacción, la cual se relaciona con otra hipótesis de Avogadro. Este concepto es tan importante para la química que se menciona siempre como la hipótesis de Avogadro.

HIPÓTESIS DE AVOGADRO.

Iguales volúmenes de gases a la misma temperatura y presión, contienen igual número de moléculas.

En base a esta hipótesis, a la misma P y T, 1.00 litro de hidrógeno, 1.00 litro de nitrógeno y 1.00 litro de oxígeno contendrán el mismo número de moléculas; ¿existe un método sencillo de comprobar esta hipótesis?

Si pesáramos 1.00 litro de oxígeno, 1.00 litro de nitrógeno y un litro de hidrógeno (a 25°C) anotamos sus pesos:

Gas	Peso de 1.00 litro
Hidrógeno (H ₂) -----	0.083 g
Oxígeno (O ₂) -----	1.31 g
Nitrógeno (N ₂) -----	1.15 g

Resulta que volúmenes iguales de gases no pesan lo mismo. Si suponemos que los gases están formados por pequeñas moléculas, podemos citar dos planteamientos para explicar esta diferencia de peso:

- 1.- Podría ser que todas las moléculas de los gases sean del mismo peso, pero que el número de las mismas por litro sea diferente para cada clase de gas.
- 2.- Ssi el número de moléculas es el mismo en cada litro de gas, el peso de las moléculas individuales es diferente en cada clase de gas.

¿Por cuál se decidiría usted? Si lo lleváramos a la práctica en el laboratorio para obtener datos que nos puedan ayudar a escoger la mejor explicación. Empleamos 2 gases amoníaco (NH₃) y cloruro de hidrógeno (HCl). Cuando estos dos gases entran en contacto uno con otro, se produce una sustancia en forma de nube, NH₄Cl, cloruro de amonio.



Es de suponer que un volumen de NH₃ reaccione con un volumen de HCl o que reaccionen iguales volúmenes de los dos gases, y en efecto así sucede exactamente. Si mezclamos los dos gases y anotamos el volumen reaccionante de cada uno: 20 ml de NH₃ reaccionan exactamente con 20 ml de HCl; 40 ml de NH₃ lo hacen con 40 ml de HCl; etc.

El hecho de que un volumen de NH₃ reaccione con un volumen de HCl puede quedar satisfactoriamente explicado, suponiendo que una molécula de NH₃ reacciona con otra de HCl, sin embargo los resultados prácticos del laboratorio no pueden explicarse tan sencillamente si hacemos uso de otro modelo,

en el que supuestamente hay más moléculas en un gas que en otro. De esta manera, la hipótesis de Avogadro, de que iguales volúmenes de gases contienen igual número de moléculas, nos permite explicar estos resultados experimentales.

5-5 PESOS RELATIVOS DE MOLÉCULAS Y ÁTOMOS.

Gracias a la colaboración de Avogadro, en el siglo pasado, un químico francés de nombre Jean Dumas estableció un método de laboratorio para determinar las densidades de gases y vapores.

Recordemos que la densidad de una sustancia se define como el peso por unidad de volumen y se representa como:

$$D = P/V$$

Ejemplo. ¿Cuál será la densidad de una muestra de gas de 1.26 g que ocupa un volumen de 900 ml a temperatura y presión dada?

$$\begin{aligned} D &= P/V \\ &= 1.26 \text{ g}/900.0 \text{ ml} \\ &= 1.40 \times 10^{-3} \text{ g/ml} \end{aligned}$$

o (multiplicando por 1000 ml/l para la conversión a litros):

$$D = 1.40 \text{ g/l}$$

Dumas, al hacer su experimento, pesaba los gases o vapores en matraces cerrados de un volumen conocido. El peso contenido del gas o vapor dividido por el volumen conocido del matraz le resultaba el valor de la densidad. Este procedimiento se practica ahora a diario en muchos laboratorios del mundo.

Habiendo establecido anteriormente que los pesos de volúmenes iguales de diferentes gases son diferentes, no es de sorprendernos que también las densidades lo sean.

Si comparamos las densidades de volúmenes iguales de gases, vemos que 1.00 litro de oxígeno es 1.31/1.15; ó 1.14 veces más pesado que 1.00 litro de nitrógeno. También un litro de oxígeno es 1.80/1.31 ó 1.37 veces más ligero que un litro de dióxido de carbono. Dichas comparaciones son más significativas si las consideramos de acuerdo con la hipótesis de Avogadro de que, volúmenes iguales de gases contienen igual número de moléculas. Si un litro de oxígeno, otro de nitrógeno y otro de dióxido de carbono contienen todos ellos el mismo número de moléculas, sus densidades representan, de hecho, los pesos de igual número de moléculas. El número real, por lo pronto, carece de importancia; simbolice mos este número por la letra N.

Entonces, puesto que N es el mismo número en las tres muestras de gases, puede ser 1. Podríamos así comparar moléculas simples de oxígeno, nitrógeno y dióxido de carbono. De otra manera, si comparamos densidades o pesos de volúmenes iguales de gases a la misma temperatura y presión, estamos comparando, de hecho, densidades o pesos de moléculas simples de estos gases. Una molécula de oxígeno debe ser 1.31/1.15 ó 1.14 veces más pesada que una molécula de nitrógeno. Una molécula de oxígeno debe ser 1.80/1.31 ó 1.37 veces más ligera que una molécula de dióxido de carbono.

Ejemplo. Un matraz de Dumas de 2.00 l se llena de oxígeno y se pesa en el laboratorio. El gas pesa 2.26 gr, otro matraz idéntico se llena con hidrógeno y se pesa; el hidrógeno 0.166 gr; ¿cuál es el peso relativo de una molécula de hidrógeno comparado con la de una de oxígeno?

Como se han pesado volúmenes iguales de hidrógeno y oxígeno, se han pesado igual número de moléculas en los dos gases. Entonces, el peso relativo de una molécula de hidrógeno con otra de oxígeno es:

$$\frac{\text{Peso del hidrógeno}}{\text{peso del oxígeno}} = \frac{0.166}{2.62} \text{ o aproximadamente } 1:16.$$

Es muy importante recordar que una molécula simple de oxígeno es 1.14 veces más pesada que otra de nitrógeno, o 16 veces más pesada que una molécula simple de hidrógeno o 1.37 veces más ligera que una molécula simple de dióxido de carbono.

Estos datos son muy útiles al químico para poder así establecer los pesos atómicos y moleculares relativos. Con estos datos es posible resolver cálculos muy importantes, pero es necesario escoger, de antemano, un estándar para pesos atómicos.

5-6 LA UNIDAD DE MASA ATÓMICA Y LOS PESOS ATÓMICOS Y MOLECULARES RELATIVOS.

En el año de 1802 fué Dalton quien estableció el peso atómico relativo de 1 al átomo más ligero de los elementos, el hidrógeno. Hoy en la actualidad se tienen datos mucho más precisos y exactos que los que tuvo Dalton. Los químicos de hoy en día admiten ya la existencia de moléculas diatómicas, algo que Dalton no aceptaba. En fin, los químicos están de acuerdo y aceptan una sola escala de pesos atómicos relativos. En un congreso internacional se acordó por mayoría adoptar como estándar el valor de 16.000 unidades de masa atómica, uma, como peso relativo de un átomo individual de oxígeno. Así que, por convención, el peso relativo de una molécula diatómica de oxígeno es igual a 32.000 uma. Utilizando los valores de las densidades expuestas anteriormente citadas el peso relativo de una molécula de nitrógeno sería, 32.000 uma \times 1.14 ó 28 uma, y el peso relativo de una molécula de dióxido de carbono es 32.000 uma \times 1.37 ó 44.0 uma.

Es necesario comprender por qué fué necesario una elección arbitraria para el estándar del peso atómico. Cuando

se decidió cuál iba a ser el estándar los hombres de ciencia no conocían ningún método experimental que les permitiera pesar los átomos individualmente. Para poderlos pesar aún hoy, es necesario hacerlo con un número muy grande de átomos, e incluso, ser capaz de contar ese número. Así podríamos determinar el peso individualmente partiendo de estas dos pruebas experimentales. Actualmente los químicos pueden contar átomos.

La unidad de masa atómica escogida como estándar y para todos los pesos atómicos que se relacionan con ese patrón, es una unidad que no tiene significado físico, simplemente es una representación. Es evidente que no puede decirse que un átomo individual de oxígeno pesa 16.000 gramos o kilogramos. Estas cantidades contienen un número muy grande de átomos de oxígeno; así, a la unidad arbitraria de peso atómico relativo, la unidad de masa atómica, se le dió exactamente el valor de 16.000 uma para el peso del átomo de oxígeno como estándar, porque de esta manera los pesos atómicos relativos de muchos elementos eran números enteros o muy cercanos a números enteros. En especial, el valor del peso atómico relativo del hidrógeno, el más ligero de los elementos, siguiendo aquella convención, resulta muy cercano a uno (1.0080 uma).

Pues bien, con todos estos antecedentes ya podemos definir los pesos atómicos relativos de los elementos, con un fundamento convencional que ha servido a la ciencia durante mucho tiempo. *El peso atómico relativo de un elemento es el peso de un átomo de ese elemento en relación con el peso de un átomo de oxígeno al cual por convención, se le ha asignado el peso de 16.000 unidades de masa atómica (uma).* Los pesos moleculares de los compuestos deben estar relacionados con el mismo estándar o patrón. Así, el peso molecular relativo de un compuesto es el peso de una molécula de ese compuesto en relación con el peso de un átomo de oxígeno al cual por convención se le ha asignado el peso de 16.000 unidades de masa atómica (uma).

5-7 EL MOL.

Los científicos se encontraron con la necesidad de buscar otra unidad mayor de comparación entre los átomos y moléculas que la unidad de masa atómica, así como aceptar la existencia de una unidad que tuviera, a su vez, un significado físico. Optaron por emplear un peso de átomos y moléculas para poder representar un gran número de átomos y moléculas como unidad práctica de comparación. A esta unidad de comparación se le denomina MOL. Podemos definir el mol como el número de moléculas de oxígeno que hay en 32.000 g de oxígeno. Ahora, si 32.000 g de oxígeno contienen un mol de moléculas de oxígeno diatómico, entonces, 32.00 g de oxígeno deben contener dos moles de átomos de oxígeno. Un mol de átomos de oxígeno sería el número de átomos de oxígeno contenidos en 16.00 g de oxígeno.

Gracias a la hipótesis de Avogadro y a la determinación de $O = 16$ una como patrón de los pesos atómicos relativos, el mol se puede definir de otra manera: un mol lo podríamos definir también como el número de átomos contenidos en el peso atómico relativo de cualquier elemento cuando el peso se mide en gramos.

Por ejemplo, 23.00 g de sodio contienen un mol de átomos de sodio. Un mol de átomos de hierro pesa 55.8 g. Un mol es el número de moléculas contenidas en el peso molecular relativo de un compuesto cuando ese peso es medido en gramos. Entonces, 44.0 g de dióxido de carbono contienen un mol de moléculas. Un mol de moléculas de nitrógeno pesa 28.0 g. El verdadero número de átomos o moléculas que forman un mol es 6.023×10^{23} , a este número se le conoce como número de Avogadro o N.

Es casi increíble concebir un número tan inmenso. Quizá un ejemplo pueda ayudarnos. Si la población total de la tierra (cuatro mil millones de habitantes) se pusieran a contar el número de moléculas de Avogadro y cada persona contara una molécula por segundo sin descansar, emplearían más de seis millones de años para terminar de contar!

Lo importante es recordar que el número de Avogadro es precisamente un número. Es el número de partículas de un mol. Así como una docena supone una cantidad de 12, un mol representa 6.023×10^{23} o número de Avogadro de átomos, moléculas, ladrillos, etc.

5-8 VOLUMEN MOLAR DE LOS GASES.

Dejando establecido cuantitativamente el concepto de "números iguales" de la hipótesis de Avogadro, veremos ahora el aspecto de "volúmenes iguales" como un mol de un gas contiene igual número de moléculas que un mol de otro, entonces, bajo las mismas condiciones de presión y temperatura, un mol de un gas cualquiera ocupará el mismo volumen que el volumen de cualquier otro gas. Probémoslo experimentalmente. Un mol de un gas ideal a 0°C y 760 torr, condiciones de temperatura y presión normales (TPN), tiene un volumen de 22.414 litros. El valor práctico de esta cifra en general, es de 22.4 litros por mol. Este volumen molar es una constante física mucho muy importante para los químicos. Podría compararse este volumen con el tamaño de un balón de basquetbol.

Este valor del volumen molar de un gas, es el que se aplicó en las leyes de los gases ideales que estudiamos en el capítulo anterior.

5-9 FÓRMULAS QUÍMICAS.

El concepto que nos hemos formado del mol es muy importante para determinar de manera experimental una fórmula química. Hay una relación entre moles de átomos y las fórmulas químicas para compuestos formados por estos átomos. Si estudiamos la relación entre los gases de hidrógeno y de cloro para formar cloruro de hidrógeno gaseoso, la reacción la podríamos representar como sigue:

- 1 volumen de hidrógeno + 1 volumen de cloro →
 2 volúmenes de cloruro de hidrógeno
- 1 molécula de hidrógeno + 1 molécula de cloro →
 2 moléculas de cloruro de hidrógeno
- 1 mol de hidrógeno + 1 mol de cloro →
 2 moles de cloruro de hidrógeno

Ya hemos visto que tanto el hidrógeno como el cloro gaseoso deben de ser diatómicos: H_2 y Cl_2 . Escribamos pues la reacción:



El símbolo H representa o nos expresa a un mol de gas diatómico, y el símbolo Cl un mol de gas cloro diatómico. En esta ecuación química, la fórmula HCl representa un mol de moléculas de cloruro de hidrógeno. Si observamos bien la ecuación anterior están representadas dos moléculas de cloruro de hidrógeno; además, la fórmula HCl nos indica expresamente que un mol de cloruro de hidrógeno contiene un mol de átomos de hidrógeno químicamente combinado con un mol de átomos de cloro.

Anteriormente, se estableció que una molécula nos expresa no solamente qué elementos están combinados en el compuesto, sino también la cantidad de cada elemento que se halla en el mismo. Ahora podremos decir que una fórmula química nos indica la proporción molar de los átomos combinados en el compuesto.

Con esta información nos es suficiente para poder así determinar experimentalmente una fórmula química cuyas determinaciones están basadas en la ley de la composición constante.

El estudio de las composiciones en peso y los pesos atómicos relativos nos inducen a la relación molar de los átomos combinados en el compuesto. Dicha relación molar nos da la fórmula más simple de un compuesto.

En ocasiones, la fórmula más simple de un compuesto es también su verdadera fórmula. En otros casos, la verdadera fórmula de un compuesto es un múltiplo de su fórmula más simple. Este es el caso del metano, CH_4 , es la fórmula más simple y es también su fórmula verdadera. Por otra parte, CH_3 es la fórmula más simple del estaño, cuya verdadera fórmula es C_2H_6 ($2 \times CH_3$). Los datos de composición centesimal sólo nos llevan a la fórmula más simple de un compuesto. Necesitamos datos experimentales, peso molecular, para determinar la verdadera fórmula.

Ejemplo. Encuentre la fórmula más simple de un compuesto gaseoso que contenga 63.6 % de nitrógeno y 36.4 % de oxígeno ($N = 14.0$ g/m, $O = 16.0$ g/m):

- Habrá que convertir los porcentajes en peso, suponiendo una muestra de 100 g y dividida por los pesos atómicos para determinar el número de moles de cada uno de los elementos combinados.

$$\text{Moles de átomos de nitrógeno} = \frac{63.6 \text{ g}}{14.0 \text{ g/m}}$$

$$\text{Moles de átomos de nitrógeno} = 4.54 \text{ m}$$

$$\text{Moles de átomos de oxígeno} = \frac{36.4 \text{ g}}{16.0 \text{ g/m}}$$

$$\text{Moles de átomos de oxígeno} = 2.28 \text{ m}$$

- Determinar la relación molar de los diferentes átomos del compuesto, dividiendo el número de moles de cada elemento presente por el menor número de moles calculado.

$$\text{Relación de moles para el nitrógeno: } \frac{4.54 \text{ m}}{2.28 \text{ m}} = 1.99$$

$$\text{Relación de moles para el oxígeno: } \frac{2.28 \text{ m}}{2.28 \text{ m}} = 1.00$$

3. Establecer la fórmula más simple, tomando en cuenta la indivisibilidad de los átomos.

Según paso (2), la fórmula para este óxido de nitrógeno será $N_{1.99} O_{1.00}$ o más sencillamente N_2O .

Ejemplo. Encontrar la fórmula más simple del óxido de arsénico que contiene 75.8 % de arsénico. (As = 74.9 g/m).

1. Moles de átomos de arsénico = $\frac{75.8 \text{ g}}{74.9 \text{ g/m}} = 1.01 \text{ m}$
 Moles de átomos de arsénico = 1.01 m
 Moles de átomos de oxígeno = $\frac{24.2 \text{ g}}{16.0 \text{ g/m}} = 1.51 \text{ m}$
 Moles de átomos de oxígeno = 1.51 m

2. Relación de moles de arsénico: $\frac{1.01 \text{ m}}{1.01 \text{ m}} = 1.00$

Relación de moles para el oxígeno: $\frac{1.51 \text{ m}}{1.01 \text{ m}} = 1.50$

Según paso (2), la fórmula de este óxido de arsénico es As_{1.00}O_{1.50}; la cual después de multiplicarse por 2, nos da la relación en números enteros As₂O₃.

5-10 DETERMINACIÓN DEL PESO DE UN MOL DE UN COMPUESTO A PARTIR DE SU FÓRMULA.

Ejemplo. ¿Cuál es el peso de un mol de sulfato de potasio K₂SO₄?

1. Los elementos que forman un compuesto poseen un peso por mol de átomos. (Ver lista de elementos capítulo).
 2. Multiplique cada peso por el número de moles de cada

elemento presente en un mol del compuesto.

3. Sume el total de todos los pesos.

Para K₂, $2 \times K = 2 \times 39.10 \text{ g/m} = 78.20 \text{ g/m}$

Para S, $1 \times S = 1 \times 32.07 \text{ g/m} = 32.07 \text{ g/m}$

Para O₄, $\frac{4 \times O = 4 \times 16.00 \text{ g/m} = 64.00 \text{ g/m}}{K_2SO_4 \dots \dots \dots = 174.27 \text{ g/m}}$

El ejemplo anterior fue resuelto en base al "peso de un mol" de sulfato de potasio. Es de sorprendernos el por qué no ha sido planteado el problema en base en el peso molecular K₂SO₄. Si el problema lo hubiéramos planteado de esta manera, implicaría la existencia de moléculas de K₂SO₄, las cuales no existen. El sulfato de potasio es uno de los muchos sólidos cristalinos en los que experimentalmente no se pueden identificar moléculas. El sulfato de potasio es un compuesto no molecular y para este caso, para el K₂SO₄ y en los otros miles de compuestos en los que el enlaces químico entre los átomos es de naturaleza semejante, es correcto hablar de "peso fórmula". Así como hay miles de compuestos no moleculares también hay más de idos millones! de compuestos moleculares donde sí sería apropiado hablar de pesos moleculares.

5-11 INTERPRETACIÓN DE LAS ECUACIONES QUÍMICAS.

Si nos es posible interpretar o comprender cómo se determinan experimentalmente las fórmulas químicas podríamos también reconocer el hecho de que los símbolos y fórmulas químicas representan un número fijo de átomos, ya sea un mol o su múltiplo (o un volumen fijo). Nos apoyamos, ahora, en estos símbolos químicos para interpretar los cambios químicos.

Una ecuación química es el lenguaje simbólico empleado para describir una reacción. La propia palabra ecuación nos da una idea de cómo escribir una reacción correctamente.

Algo tiene que ser igual en una reacción química, veamos la reacción entre el hierro pulverizado, Fe, y el Azufre S₈, para encontrar la igualdad, la reacción será:

El hierro reacciona con el azufre para formar sulfuro de hierro (II) o más simple todavía.



Si observamos bien esta última reacción nos daremos cuenta que hay algo que no concuerda. Veamos, ocho moles de átomos de azufre están reaccionando para producir tan sólo un mol de átomos de azufre combinados; y esto no está de acuerdo con la ley de la conservación de la materia. ¿Cómo es posible que ocho moles de átomos de azufre (256.56 g) produzcan sólo un mol (32.07 g) de azufre combinado? tendremos que modificar nuestra ecuación.



Aunque aparentemente, lo que acabamos de hacer es fácil, esto no puede hacerse. La fórmula para el sulfuro formado es FeS. Este hecho lo determinamos partiendo de los datos de composición ponderal. No podemos alterar la fórmula FeS. ¡Es un hecho experimental!

Hay otra manera de ajustar esta reacción.



En esta modificación hemos creado ocho moles de átomos de hierro combinados, 446.80 g a partir de un solo mol 55.85 g nuevamente hemos de decir que esto es imposible, por lo que tendremos que alterar de nuevo esta reacción.



Esto nos muestra que ocho moles de átomos de hierro se combinan con ocho moles de átomos de azufre (un mol de azufre molecular) para formar ocho moles de sulfuro de hierro II. O sea que el número de átomos de hierro reactivos es igual al número de átomos de hierro combinados y el número de átomos de azufre reactivos es igual al número de átomos de azufre combinados. Así, hemos llegado a establecer una igualdad. El número de átomos es igual antes de la reacción y después de la reacción. Esto prueba otra vez la teoría de la conservación de la materia.

Hagamos unas observaciones pequeñas a esta ecuación. El número 8 que está antes del símbolo del fierro y de la fórmula FeS se le denomina coeficiente. (Hay una analogía entre las ecuaciones algebraicas y químicas). El escribir correctamente una ecuación implica cambios de coeficientes, pero no de subíndices.

5-12 ECUACIONES QUÍMICAS AJUSTADAS.

Existen dos reglas para escribir correctamente una ecuación química.

1. Conocer con precisión los símbolos y fórmulas de los reactivos y productos.
2. Vigilar que se cumpla la ley de la conservación de la materia, conservando los átomos.

Ejemplo. Representar la ecuación química balanceada de la descomposición térmica del clorato de potasio con formación de cloruro de potasio y gas oxígeno.

1. Tendremos que establecer las fórmulas para los reactivos y productos.

KClO_3 = Clorato de potasio.

KCl = Cloruro de potasio.

O_2 = Oxígeno gaseoso.

2. La reacción puede escribirse así:



Los átomos del potasio y los átomos de cloro están ajustados, pero hay tres moles de átomos de oxígeno como reactivos y solo dos moles como producto. El mínimo común múltiplo de 3 y 2 es 6. Por lo tanto, multipliquemos los átomos del oxígeno reactivo por 2 y los átomos del oxígeno producido por 3.



Ahora sí están ajustados los átomos de oxígeno, pero están desajustados los átomos del potasio y cloro reactivos y los átomos de potasio y de cloro del producto KCl multiplicando por 2 el KCl , tendríamos:



o podríamos escribir esta ecuación de la siguiente manera:



Porque los coeficientes indican simplemente la proporción (3/2 de mol de oxígeno gaseoso es lo indicado aquí, no 3/2 de la molécula de oxígeno) en que aparecen los moles de los reactivos y de los productos. Si examinamos las dos ecuaciones, nos daremos cuenta que las reacciones son las mismas.

Ejemplo. Representa la ecuación química balanceada para la combustión completa del benceno en presencia de aire, con formación de dióxido de carbono y vapor de agua.

1. Las fórmulas para los reactivos son:

C_6H_6 = Benceno.

O_2 = Oxígeno gaseoso.

CO_2 = Dióxido de carbono.

H_2O = Vapor de agua.

2. Escribir la reacción.



Tenemos 6 moles de átomos de carbono, C_6 y 6 moles de átomos de hidrógeno, H_6 en un mol de benceno reactivo C_6H_6 . Por lo tanto, debe haber 6 moles de átomos de dióxido de carbono para explicar la presencia de los seis moles de átomos de carbono y tres moles de vapor para los seis moles de átomos de hidrógeno, esto es:



Para formar seis moles de dióxido de carbono y tres moles de vapor, se requiere un total de quince moles de átomos de oxígeno como reactivos. Se tienen doce moles de átomos de oxígeno en 6 CO_2 y tres moles de átomos de oxígeno en 3 H_2O .

Como el elemento oxígeno es diatómico, deberíamos de representarlo así:



o multiplicando por 2:



5-13 INTERPRETACIÓN DE VALENCIA.

Observemos a las fórmulas mínimas para el óxido, el hidróxido y el cloruro de aluminio; Al_2O_3 , $Al(OH)_3$ y $AlCl_3$ respectivamente. Y, ¿qué sabemos sobre el óxido, el hidróxido y el cloruro de hierro? Sus fórmulas son Fe_2O_3 , $Fe(OH)_3$ y $FeCl_3$. Si decimos que la fórmula del óxido de galio es Ga_2O_3 , ¿qué fórmulas podríamos predecir para el hidróxido de galio y cloruro de galio? Las fórmulas correctas son: $Ga(OH)_3$ y $GaCl_3$.

Examine las fórmulas para el óxido, el hidróxido y el cloruro de magnesio: MgO , $Mg(OH)_2$ y $MgCl_2$; como la fórmula del hidróxido de cinc $Zn(OH)_2$, ¿qué fórmulas serían las correctas para el óxido y cloruro de cinc? Si las respuestas son ZnO y $ZnCl_2$ está correcto. Esto es, si el $Zn(OH)_2$ es parecido en su fórmula al $Mg(OH)_2$, entonces, el ZnO , el MgO , el $ZnCl_2$ y $MgCl_2$, probablemente tienen fórmulas parecidas.

Por último, piense que las fórmulas del óxido de sodio, hidróxido de sodio y cloruro de sodio, son Na_2O , $NaOH$ y $NaCl$, respectivamente. ¿Cuáles son las fórmulas del óxido de litio,

hidróxido de litio, si el cloruro de litio es $LiCl$? Otra vez la lógica pide que las fórmulas correctas sean Li_2O y $LiOH$.

¿Cómo podemos expresar las regularidades expresadas? Podemos decir que la capacidad de combinación química del aluminio, del hierro y del galio son las mismas en los compuestos dados. La capacidad de combinación del magnesio y del cinc son las mismas y también lo son las del sodio y litio en los compuestos antes mencionados. Observe también que la capacidad de combinación del cloro en los cloruros y del grupo hidróxilo en los hidróxidos, son también las mismas.

La capacidad de combinación de un elemento en un compuesto se llama valencia del elemento. El conocimiento de las valencias será básico para poder escribir correctamente las fórmulas de los compuestos.

Para poder emplear adecuadamente las valencias en la escritura de fórmulas, es necesario establecer arbitrariamente valores numéricos para esas valencias.

El esquema de estos valores numéricos fue establecido por los químicos en el siglo XIX y está basado en la siguiente definición: *la valencia de un elemento es el número de átomos de hidrógeno que equivalen a un átomo de ese elemento.* Algunos ejemplos servirán para aclarar esto. Examine con cuidado los compuestos siguientes: HCl , H_2O , Na_2O , $FeCl_3$, en el caso del cloruro de hidrógeno, HCl , y del agua H_2O , la definición de valencia nos indica directamente un valor de 1 para el cloro en el HCl y 2 para el oxígeno en el H_2O .

Para el sodio en el Na_2O , vemos cómo el átomo de oxígeno es equivalente a dos hidrógenos (de H_2O) entonces, indirectamente, dos átomos de sodio son equivalentes a dos átomos de hidrógeno. Esto es, un átomo de sodio equivale a uno de hidrógeno: por lo tanto, la valencia del sodio es, por definición, 1.

Para el hierro, en el $FeCl_3$, puesto que los tres átomos de cloro son equivalentes a tres átomos de hidrógeno (de HCl),

TABLA . Valencias comunes importantes. (Continuación).

Monovalente (I)	Divalente (II)	Trivalente (III)
acetato (del ác. acético	carbonato (del ác. carbónico)	arseniato (del ác. arsénico)
bromo (en bromuros)	cromato (del ác. crómico)	nitrógeno (en nítruros)
clorato (del ác. cló- rico)	dicromato (del ác. dicrómico)	fosfato (del ác. fosfórico)
cloro (en cloruros)	fosfato monohidró- geno (del ác. fos- fórico)	fósforo (en fos- furos)
cianuro (del ác. cian- hídrico)	oxalato (del ác. oxálico)	
fosfato dihidrógeno (del ác. fosfórico)	oxígeno (en óxi- dos)	
flúro (en fluoruros)	oxígeno (en per- óxidos)	
carbonato hidrógeno (del ác. carbónico también llamado bicar- bonato)	sulfato (del ác. sulfúrico)	
sulfato hidrógeno (del ác. sulfúrico, también llamado bisul- fato)		
oxhidrilo [del agua como H(OH)]		

No Metales y radicales
ácidos.

TABLA . Valencias comunes importantes. (Continuación).

Monovalente (I)	Divalente (II)	Trivalente (III)
yodo (en yoduros)	sulfito (del ác. sulfuroso)	
nitrate (del ác. nítrico)	azufre (en sul- furos)	
nitrito (del ác. nitroso)		
permanganato (del ác. permangánico)		

No Metales y radicales
ácidos.

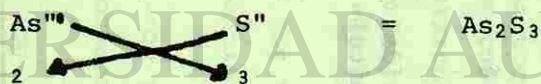
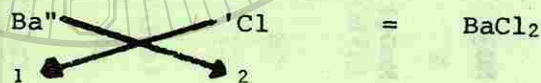
* Los compuestos de mercurio (I) contienen dos átomos de mercurio que juntos, actúan con una valencia de 2- v.gr., el cloruro de mercurio (I), Hg₂Cl₂; el nitrate de mercurio (I), Hg₂(NO₃) y cromato de mercurio (I), Hg₂CrO₄. Los compuestos correspondientes al mercurio (II) son HgCl₂, Hg(NO₃)₂ y HgCrO₄.

y radicales ácidos ordinarios.

- 1.- Escriba el símbolo de la parte del elemento metálico y, a continuación, el símbolo de la parte del elemento no metálico o radical ácido del compuesto. Incluye a los números de valencia para cada especie. Estos deberán escribirse con *números romanos* en la parte superior derecha de los símbolos; es decir, como exponentes Mg "0".
- 2.- Si las valencias son iguales, no se ponen subíndices. Entonces la fórmula mínima del compuesto representará una relación atómica o de radical 1:1 Mg "0" = MgO.
- 3.- Si las valencias son desiguales, entonces se necesitarán *subíndices en números arábigos* para igualar las capacidades de combinación. La forma de hacerlo es poner como subíndice en el símbolo de una parte del compuesto, el número de valencia del símbolo de la otra parte del compuesto. Las flechas cruzadas muestran la derivación de los subíndices, nunca se escribe el subíndice.

En la fórmula final.

Ejemplo:



Ejercicios: Escriba las fórmulas correctas al unirse los siguientes radicales:

Carbonato CO ₃	Cloro Cl	Bicarbonato HCO ₃	Fosfato PO ₄	Dicromato Cr ₂ O ₇	Arseniato AsO ₄
Na ₂ CO ₃					
		KHCO ₃			
					SbAsO ₄

Sodio Na⁺

Cobre Cu⁺⁺

Aluminio Al⁺⁺⁺

Potasio K⁺

Magnesio Mg⁺⁺

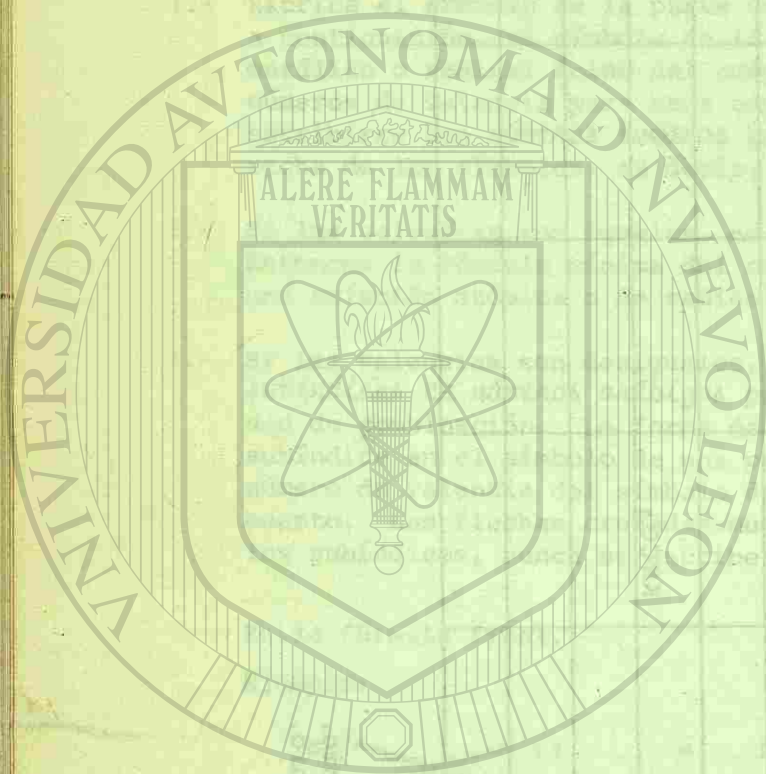
Litio Li⁺

Antimonio Sb⁺⁺⁺

Na₂CO₃ = Carbonato de sodio.

KHCO₃ = Bicarbonato de potasio.

SbAsO₄ = Arseniato de antimonio.



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL

1er. SEMESTRE.

ÁREA I.

UNIDAD XII.

HIDROGENO, OXÍGENO Y AGUA.

Si el agua, la sustancia más común de la tierra, empezara de pronto a comportarse como debiera, según su constitución molecular, la vida quedaría sometida a una serie de desastres. La sangre herviría en el cuerpo, plantas y árboles se secarían y morirían y el mundo se convertiría en un árido desierto. Pero las moléculas del agua están unidas en formas distintas de las de cualquier otro compuesto; por esta razón tiene propiedades que son singulares y paradójicas.

Por ejemplo, el agua es una de las escasas sustancias que son más pesadas como líquidos que como sólidos. Líquida puede subir cuesta arriba a pesar de las fuerza de gravedad. Es tan benigna que en ella pueden vivir infinitas formas de vida, y tan corrosiva que en un tiempo suficiente desintegraría el metal más duro. Aunque parece cambiar de forma con milagrosa facilidad, existiendo en sus formas sólida, líquida y gaseosa en el mismo río o en el mismo lago, en realidad tiene que liberar prodigiosas cantidades de energía para producir estas transformaciones. Por ejemplo, la energía que se necesita para fundir un pequeño témpano de hielo (iceberg) bastaría para que un barco enorme cruzara el Atlántico 100 veces.

OBJETIVO.

Al terminar esta unidad, el alumno deberá ser capaz de:

- 1.- Explicar cómo están constituidos los isótopos de Hidrógeno.
- 2.- Explica quien y como descubrió el oxígeno.

- 3.- Define que es Alotropía.
- 4.- Explica como se produce el ozono.
- 5.- Definir a qué llamamos aguas dura, así como clasificar las diferentes clases de aguas minerales.
- 6.- Enlistar las características que debe reunir el agua para poder ser considerada como potable.
- 7.- Explica en que consiste la naturaleza dipolar del agua.
- 8.- Explicar como actúan las fuerzas de Van-Der-Waals en el agua, así como definir dipolo instantaneo y dipolo inducido.
- 9.- Explicar la diferencia de unión que presenta el hidrógeno con el oxígeno para formar el agua, con respecto a otros hidruros.
- 10.- De las propiedades químicas del agua, señala:
 - a) Como reacciona con los metales activos a temperaturas ordinarias.
 - b) Como reacciona con los óxidos.
 - c) Como reacciona con los anhídridos.
- 11.- Menciona quien y cuando rescubrió el peróxido de hidrógeno (agua oxigenada H_2O_2).
- 12.- Señala algunos usos del peróxido de hidrógeno, así como las reacciones que demuestren su obtención en el laboratorio.

PROCEDIMIENTO.

- 1.- El agua a pesar de ser la sustancia más común en nuestro mundo, es sin duda el compuesto más importante para la existencia de la vida, por lo que deberás estudiar el capítulo 6 con mucha atención.

- 2.- Observa con detenimiento las gráficas y figuras que aparecen en el transcurso del capítulo; ello te será de mucha ayuda para la resolución de tus objetivos.

PRE-REQUISITO.

Deberás entregar a tu maestro la siguiente autoevaluación contestada, un día antes de la fecha del examen de esta unidad para que con ello tengas derecho a presentar tu examen, de lo contrario no tendrás derecho.

AUTOEVALUACIÓN.

- 1.- ¿Qué entiendes por agua dura? _____
- 2.- Describe la clasificación de las aguas minerales.

- 3.- Escribe dos usos del peróxido de hidrógeno.

- 4.- Escribe dos métodos de obtención del peróxido de hidrógeno.

5.- Explica con tus propias palabras por qué el hielo flota en el agua.

6.- ¿A qué llamamos fuerzas de Van der Waals?

7.- Explica con tus propias palabras por qué el agua posee altos puntos de fusión y ebullición.

8.- Define dipolo, dipolo instantáneo, dipolo inducido, alo tropía.

9.- Menciona las características que debe reunir una agua para ser considerada potable.

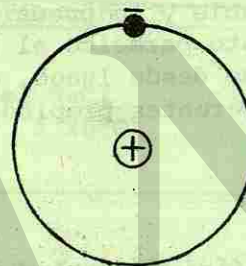
10.- Cuales son los isótopos del hidrógeno y quién descubrió el oxígeno.

CAPÍTULO VI.

HIDRÓGENO, OXÍGENO Y AGUA.

6-1 EL HIDRÓGENO.

El hidrógeno es el elemento más sencillo que existe, ya que un átomo de este elemento consta solo de un núcleo con un protón dentro y un solo electrón girando a su alrededor.



Modelo de un átomo de Hidrogeno

Aunque es el elemento más sencillo, es el elemento más abundante en todo el universo, ya que a partir de investigaciones astronómicas se ha llegado a la conclusión de que la mayoría de las estrellas se componen de hidrógeno gaseoso principalmente. Como ejemplo podemos citar al Sol de nuestro sistema solar. En nuestro Sol el 99 % en peso aproximadamente es de hidrógeno y la energía que el sol desprende se debe a la conversión del hidrógeno en helio.

6-2 DISTRIBUCIÓN DEL HIDRÓGENO EN LA TIERRA.

Aun cuando en el universo el hidrógeno es el elemento más abundante, nos encontramos con que en nuestro planeta sólo constituye un 15 % de los átomos que se encuentran en unos 15 Km de espesor de la Tierra y si excluimos la atmósfera,

5.- Explica con tus propias palabras por qué el hielo flota en el agua.

6.- ¿A qué llamamos fuerzas de Van der Waals?

7.- Explica con tus propias palabras por qué el agua posee altos puntos de fusión y ebullición.

8.- Define dipolo, dipolo instantáneo, dipolo inducido, alo tropía.

9.- Menciona las características que debe reunir una agua para ser considerada potable.

10.- Cuales son los isótopos del hidrógeno y quién descubrió el oxígeno.

CAPÍTULO VI.

HIDRÓGENO, OXÍGENO Y AGUA.

6-1 EL HIDRÓGENO.

El hidrógeno es el elemento más sencillo que existe, ya que un átomo de este elemento consta solo de un núcleo con un protón dentro y un solo electrón girando a su alrededor.



Modelo de un átomo de Hidrogeno

Aunque es el elemento más sencillo, es el elemento más abundante en todo el universo, ya que a partir de investigaciones astronómicas se ha llegado a la conclusión de que la mayoría de las estrellas se componen de hidrógeno gaseoso principalmente. Como ejemplo podemos citar al Sol de nuestro sistema solar. En nuestro Sol el 99 % en peso aproximadamente es de hidrógeno y la energía que el sol desprende se debe a la conversión del hidrógeno en helio.

6-2 DISTRIBUCIÓN DEL HIDRÓGENO EN LA TIERRA.

Aun cuando en el universo el hidrógeno es el elemento más abundante, nos encontramos con que en nuestro planeta sólo constituye un 15 % de los átomos que se encuentran en unos 15 Km de espesor de la Tierra y si excluimos la atmósfera,

hidrósfera y biósfera nos encontramos con que la porción se reduce un 2.7 %. Pero para esto podemos aducir que el hidrógeno presente en la Tierra en su gran mayoría se encuentra formando parte de compuestos, como el agua y moléculas orgánicas que están en la superficie o en la parte más externa de la corteza terrestre.

6-3 ISÓTOPOS DEL HIDRÓGENO.

Se conocen dos isótopos del hidrógeno: el deuterio y el tritio. El deuterio además de un protón y un electrón, posee un neutrón, lo que lo hace isótopo del hidrógeno (sección 1-10). Este isótopo es estable y se puede combinar con el oxígeno para formar un compuesto parecido al agua y conocido como agua pesada D_2O , aunque desde luego, este compuesto con respecto al agua tiene diferentes propiedades. (Ver siguiente tabla).

TABLA 6-1. Algunas propiedades físicas de los isótopos del hidrógeno.

Propiedad.	H_2	D_2
Peso molecular (uma)	2.0016	4.028
Densidad calculada (g/l a TPN)	0.089	0.179
Punto de congelación (°C)	-259.14	-254.6
Punto de ebullición (°C)	-252.8	-249.7
Calor de fusión (cal/mol)	28	47
Calor de vaporización (cal/mol)	216	293

TABLA 6-2. Algunas propiedades físicas del agua y del agua pesada.

Propiedad	H_2O	D_2O
Peso molecular (uma)	18.015	20.027
Punto de congelación (°C)	0.0	3.8
Punto de ebullición (°C)	100	101.42
Densidad (g/ml a 20°C)	0.998	1.106
Calor de fusión (kcal/mol)	1.44	1.52
Calor de vaporización (kcal/mol)	9.72	9.96
Solubilidad del NaCl (g/1.00 g H_2O a 25°C)	0.36	0.30

Por otro lado tenemos que el tritio posee 2 neutrones además del protón y el electrón; este isótopo en comparación con el deuterio, es menos estable y experimenta desintegración radiactiva.

6-4 EL OXÍGENO.

El oxígeno constituye casi la mitad de la corteza terrestre sólida, casi 9/10 del peso de los océanos y la quinta parte del volumen de la atmósfera. Es esencial para la respiración de los animales y para la vida de las plantas, su solubilidad en el agua es de unos 30 cm por litro de este oxígeno disuelto vive la mayoría de los seres vivos acuáticos. En la actualidad existen 4,000 millones de habitantes, el porcentaje anual de crecimiento es de un 2 % y existe un 20 % de oxígeno en la atmósfera. ¿Para el año 2,000 qué porcentaje de oxígeno habrá?, ¿habrá suficiente oxígeno para que pueda so-

brevivir la humanidad? Afortunadamente la provisión de oxígeno atmosférico proviene de las plantas verdes, las cuales mediante un proceso conocido como fotosíntesis descomponen el dióxido de carbono exhalado por los animales, conservan el carbono como fuente autoalimenticia y liberan nuevamente el oxígeno. A este constante ir y venir se le denomina *ciclo vital del oxígeno*.

Uno de los elementos más abundantes de la tierra es el oxígeno, en la atmósfera lo encontramos en forma de moléculas diatómicas O_2 . El oxígeno forma parte fundamental del agua, lo encontramos combinado en las rocas de la corteza terrestre así como en muchos productos naturales como grasas y carbohidratos.

6-5 DESCUBRIMIENTO DEL OXÍGENO.

Joseph Priestley fue quien, trabajando en su laboratorio, descubre indirectamente el oxígeno. En una campana de vidrio colocó un polvo rojo. Cualquier gas que se pudiera formar al agregarle calor al polvo debería pasar de la campana a través de un tubo y acumularse en una botella. Utilizando una gran lente de aumento fue como calentó el polvo, concluyó: "pronto encontré que se desprendía aire fácilmente". Priestley observó el comportamiento de varias sustancias al quemar se en este "aire". Anotó un poco sobresaltado "una vela ardió en este aire vigorosamente y una astilla de madera calentada al rojo vivo ardió rápidamente presentando una apariencia análoga a la del hierro incandescente desde el rojo al blanco y despidiendo chispas en todas direcciones. Priestley fue incapaz de explicar lo que había sucedido.

Después vino Antoine Laurent Lavoisier para tratar de repetir el trabajo de Priestley en condiciones mejor controladas. Lavoisier introdujo cuatro onzas de mercurio puro en un recipiente cerrado de vidrio; luego encendió el horno y lo dejó así por doce días. Al segundo día habían empezado a aparecer diminutas partículas rojas sobre la superficie del mer-

curio. Después que la mayor parte del mercurio se convirtiera en polvo rojo, Lavoisier retiró el fuego del recipiente de vidrio que había pesado cuidadosamente antes del experimento y pesó su contenido nuevamente. Sorpresa la que se llevó al encontrar que no había cambio de peso.

Como el recipiente de vidrio estaba cerrado, nada podía entrar o escapar durante el calentamiento. Sin embargo, cuando abrió el recipiente, notó que el aire entraba violentamente dentro de él. Para Lavoisier, esta entrada violenta de aire le indicaba que parte del aire del recipiente se había consumido durante el calentamiento y había dejado espacio para que pudiera entrar más aire. Después que entró de nuevo el aire al recipiente, lo pesó una vez más y comprobó el aumento en peso; dedujo entonces, lógicamente, que este aumento igualaba el peso de algo que estaba en el aire contenido en el recipiente y que se había combinado durante el calentamiento con el mercurio formando el polvo rojo.

Lavoisier era un verdadero científico. No quiso establecer un juicio de inmediato basándose en un solo experimento y realizó más experimentos. Como medida de precaución invirtió su experimento original; tomó el polvo rojo del mercurio y lo calentó a temperatura más alta. Encontró que el polvo rojo se convertía en mercurio y que se desprendía un gas, y mediante una serie de pruebas, encontró que este gas era idéntico al de Priestley. Por lo tanto, concluyó que el gas que había en el aire era el causante de la combustión. Lavoisier llamó a ese gas *oxígeno*. De todas las sustancias que ensayó ninguna podía arder sin oxígeno.

6-6 EL OZONO.

Si hacemos pasar oxígeno entre dos placas metálicas conectadas a una bobina de inducción se produce un cambio interesante en sus propiedades. La corriente que circula a través de la bobina debe ser suficiente para producir una descarga silenciosa de electricidad, pero no tan inmensa que produz

4- ca chispas. Las moléculas diatómicas del oxígeno absorben energía y se producen moléculas triatómicas de una forma más activa que el oxígeno llamada ozono, del vocablo griego que significa "oler".



Las moléculas de ozono son inestables a temperatura ambiente, volviendo a formar moléculas diatómicas estables con desprendimiento de energía.

El ozono es un gas azul pálido, más pesado y mucho más soluble en agua que el oxígeno.

El ozono se encuentra en concentraciones mayores en las capas superiores de la atmósfera a una distancia de treinta a cincuenta kilómetros de la superficie de la tierra, las moléculas de oxígeno absorben radiaciones ultravioleta que, serían nocivas para nuestra salud.

Como el ozono posee una gran actividad química, se le emplea como purificador; mata bacterias y otros microorganismos que están en el agua. En grandes concentraciones es tóxico para el hombre. También se usa el ozono para purificar el aire de hospitales, casas, refrigeradores, baños, etc. ya que reacciona con los compuestos malolientes convirtiéndolos en inodoros. Se le ha encontrado aplicación también en la fabricación de pinturas y tintas acelerando el tiempo de secado. El oxígeno no es el único elemento que puede existir en más de una forma. La existencia en el mismo estado físico de dos o más formas del mismo elemento es un fenómeno denominado alotropía. La alotropía no incluye únicamente el estado gaseoso, sino que por ejemplo, el fósforo sólido por lo general se encuentra en dos formas alotrópicas: el fósforo rojo y el fósforo blanco. El fósforo blanco es muy tóxico y en la forma roja no. El fósforo blanco arde al contacto con el aire, el fósforo rojo tendrá que calentarse hasta alcanzar la temperatura de inflamación.

6-7 EL AGUA.

En una sociedad como la nuestra es increíble la cantidad de agua que se consume. Sólo en los Estados Unidos se usan 1.3 miles de millones de metros cúbicos diariamente. La industria utiliza alrededor del 48 % de esa agua; en tanto que la agricultura consume el 43 % y el 9 % únicamente se utiliza en la industria pequeña y en los hogares. El agua potable es fundamental para los centros de población humana. Las industrias la utilizan como medio de acarreo de desperdicios en nuestro medio ambiente. El agua se encuentra contenida en su mayor parte en los océanos. Resultados satisfactorios se han logrado al tratar de potabilizar el agua del mar. El agua potable que se obtiene de los manantiales, pozos, lagos y ríos, es una solución que contiene muchas especies. Los iones que están presentes en mayor cantidad son el ion sodio, ion potasio, ion magnesio, ion cloruro e ion sulfato. El agua también contiene oxígeno y dióxido de carbono disueltos. *El agua dura contiene concentraciones más elevadas de iones calcio y magnesio que el agua suave.*

6-8 TIPOS DE AGUAS.

Aguas minerales. En determinados lugares de la tierra existen aguas naturales que tienen ciertas propiedades medicinales a las que se les da el nombre de *aguas minerales*, también conocidas como aguas termales cuando su temperatura se mantiene constante y mayor de 25°C.

Las aguas minerales se pueden clasificar en:

- 1.- *Aguas carbónicas:* poseen grandes cantidades de gas carbónico.
- 2.- *Aguas sulfurosas:* contienen ácido sulfhídrico y sulfuro sódico.

3.- *Aguas alcalinas*: poseen grandes cantidades de bicarbonato sódico.

4.- *Aguas ferruginosas*: se caracterizan por la presencia de grandes cantidades de hierro en forma de sulfatos y bicarbonatos.

Aguas duras. A las aguas que poseen grandes cantidades de calcio y magnesio se les denominan *aguas duras*. Su principal característica es que son muy desagradables al paladar, "cortan" el jabón o dicho de otra manera, no permiten que haga espuma y limpie. Cuando se utilizan mucho en la industria forman en el interior de las calderas una capa de sal insoluble que origina pérdidas de calor y a veces explosiones. Es muy común emplear *zeolita* o resinas sintéticas en el ablandamiento del agua dura. Estas sustancias son empleadas en forma de pastillas por los marineros en caso de naufragio.

Aguas potables. Son todas aquellas que pueden ser utilizadas como bebida para el hombre sin que éstas causen malestar alguno. Deberán cubrir ciertas condiciones para ser aceptadas como tales. El agua potable debe cubrir cuatro requisitos indispensables y son los siguientes:

- 1) Ser inodora y de agradable sabor.
- 2) Contener un mínimo de sales minerales y aire en solución (1 a 5 miligramos por litro).
- 3) No contener residuos de materia orgánica en descomposición.
- 4) Absoluta ausencia de microorganismos patógenos.

Por lo teneral, el agua debe cumplir las dos primeras condiciones, sin embargo, en ciertas regiones y condiciones el agua no cumple el tercer y cuarto requisito por lo que deberá ser purificada.

Una forma simple de purificar el agua es hirviéndola, dejándola enfriar por un corto tiempo y por último, se agita para permitir la disolución de los gases del aire. La purificación del agua en grandes volúmenes se lleva a cabo por medio de un proceso llamado *clorinación*, el cual consiste en agregar al agua cierta cantidad de cloro (gas halógeno), poseedor de propiedades desinfectantes muy efectivas; o por otro proceso llamado *ozonización*, desinfección por medio de ozono (capítulo anterior).

Agua destilada. Cuando hay requerimiento de agua que no posea sales en solución tendrá que llevarse a cabo un procedimiento conocido con el nombre de *destilación*, el cual consiste en hervir el agua en un recipiente apropiado el cual recoge los vapores condensándolos otra vez mediante un refrigerante (ver fig. 6-1).

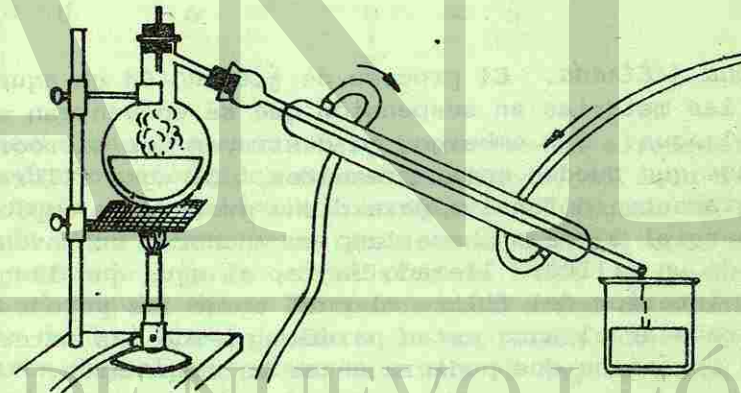


Fig. 6-1. Aparato destilador.

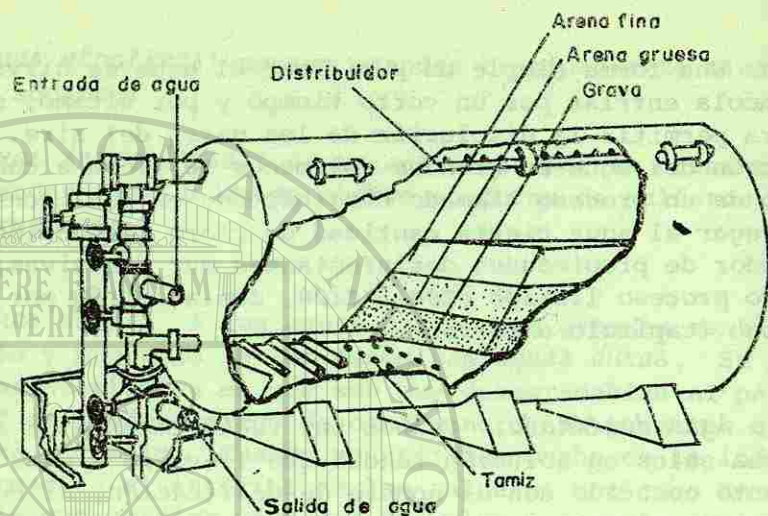


Fig. 6-2. Sist. de un filtro de arena.

Agua filtrada. El proceso de *filtración* es aquel que separa las materias en suspensión que se encuentran en el seno del agua. Sin embargo, no destruyen los microorganismos patógenos que puedan estar presentes. El agua filtrada no es necesariamente inofensiva, para dicho proceso se emplea un filtro comercial llamado *chameralano* en honor a su inventor y consta de un cilindro llamado *bujía*; el agua que llega a presión al interior del filtro el cual tiene las paredes porosas y al atravesar el agua estas paredes pierde las materias minerales y orgánicas que pudiera tener en suspensión.

Para poder filtrar cantidades más considerables de agua, es necesario emplear filtros de arena que consisten en cilindros grandes que contienen capas diferentes de arena, estando las capas superiores formadas por arenas finas y las inferiores por arenas más gruesas (arena triturada). Antes que pase el agua por el filtro propiamente dicho, se trata con *alambre* para que se precipiten las materias en suspensión y sea para el filtro más fácil de retenerlas. (Ver fig. 6-2).

Otros métodos de purificación del agua serían el de esterilización y el empleo de rayos ultravioleta.

6-9 NATURALEZA DIPOLAR DEL AGUA.

La configuración electrónica del hidrógeno es:



y del oxígeno:



La estructura de Lewis para el agua será:



Puesto que los cuatro electrones están alrededor del átomo de oxígeno orientados tetraédricamente, el agua debe ser, por lo tanto, una molécula *comada*. El ángulo de 105° determinado experimentalmente para el enlace del agua es menor que el esperado ángulo tetraédrico de 109° . Se puede calcular que el ángulo entre los pares solitarios de electrones será mayor de los 109° , debido a la repulsión que existe entre esos pares negativos. Esto hace que el ángulo entre los pares de electrones enlazados (que tienen menor repulsión debido a sus implicaciones en los enlaces) se aminore de 109° a 105° .

Para comprobar la estructura molecular *comada* del agua se dispone de varias técnicas experimentales. La más común y más sencilla implica la determinación de la polaridad de la molécula del agua. Según los datos de electronegatividad, el hidrógeno tiene un valor de 2.1 y el oxígeno de 3.5. Por eso se puede predecir que un enlace covalente entre hidró-

Enave la carga del agua no esta distribuida mente sino en dos polos.

geno y oxígeno tendrá un grado apreciable de carácter iónico, así que era de esperarse que los enlaces fueran polares. Si los átomos de hidrógeno estuvieran en posiciones diametralmente opuestas al átomo de oxígeno, la polaridad de los enlaces sería igual, pero en direcciones opuestas. El efecto neto sería la anulación de las polaridades y la molécula del agua no tendría naturaleza dipolar. (Fig. 6-3).

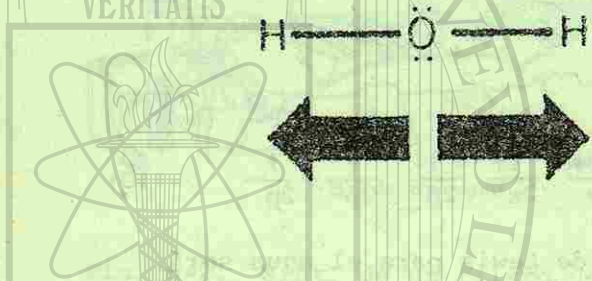


Fig. 6-3. Átomos de hidrógeno en posición diametralmente opuestas al átomo de oxígeno por lo que la dipolaridad es anulada, sin embargo, los hechos experimentales nos indican que la molécula del agua tiene una naturaleza dipolar, por lo que debemos concluir que el ángulo entre los enlaces no es de 180°. Del grado de dipolaridad medida para la molécula del agua se ha calculado que el ángulo de enlace debe ser de 105°.

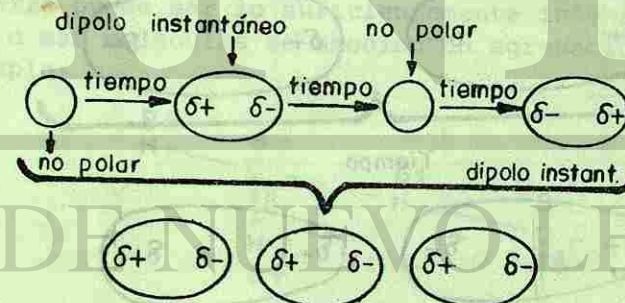
6-10 FUERZAS DE VAN DER WAALS Y PUNTOS DE EBULLICIÓN.

La teoría moderna sobre los enlaces nos han conducido a un tipo adecuado de fuerzas intermoleculares que nos explica las restricciones observadas. Se llaman fuerzas de Van der Waals. El resultado de la interacción mutua entre electrones y núcleos de átomos o moléculas eléctricamente neutros sumamente cercanos, es lo que conocemos como fuerzas de Van der Waals. En toda materia los núcleos y electrones no están en reposo, sino en movimiento continuo e incesante. En

determinado momento, los electrones de un átomo o de una molécula neutros puede que no estén uniformemente dispersos y esto provocaría un ligero desequilibrio eléctrico (un dipolo instantáneo en una partícula neutra). Más de un dipolo instantáneo como otros tipos de dipolo, pueden atraerse mutuamente (Fig. 6-4). También un dipolo instantáneo puede "inducir" o provocar la formación de un dipolo en un átomo o molécula neutros y próximos (Fig. 6-5).

La atracción de dipolo instantáneo - dipolo instantáneo y la de dipolo instantáneo-dipolo inducido constituyen las bases de las fuerzas de Van der Waals. Si los átomos están lo suficientemente próximos y sus energías cinéticas son bajas, continuarán siendo atraídos por la repetición de los dipolos temporales.

En el caso de las moléculas que son normalmente dipolos, las fuerzas de Van der Waals realzan las fuerzas de atracción permanente dipolo-dipolo que normalmente existe entre las moléculas (Fig. 6-6).



DIPOLOS INSTANTANEOS

Fig. 6-4. Atracción de dipolo instantáneo-dipolo instantáneo: modelo para las fuerzas de Van der Waals.

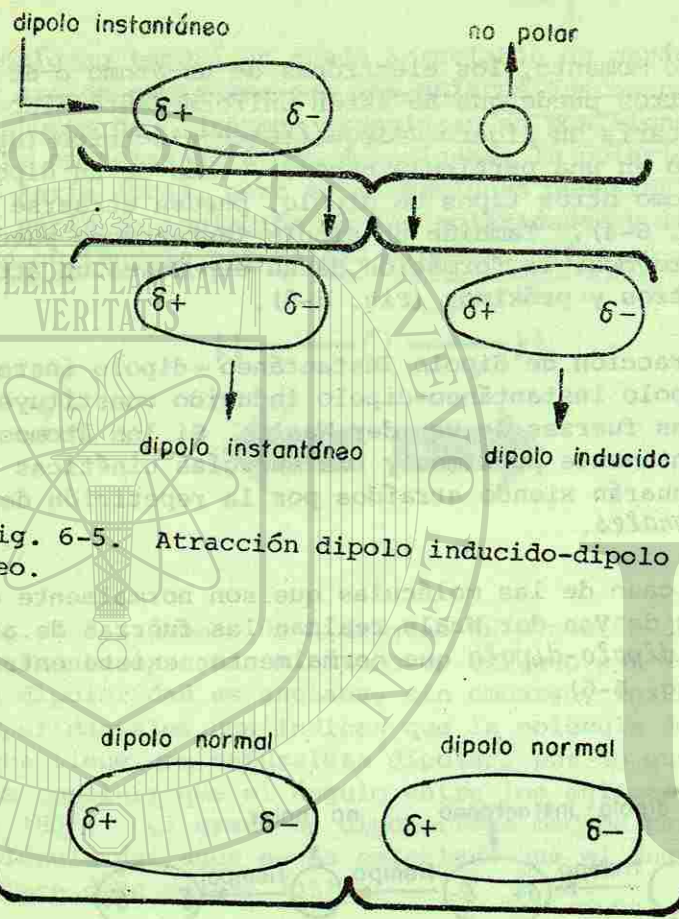


Fig. 6-5. Atracción dipolo inducido-dipolo instantáneo.

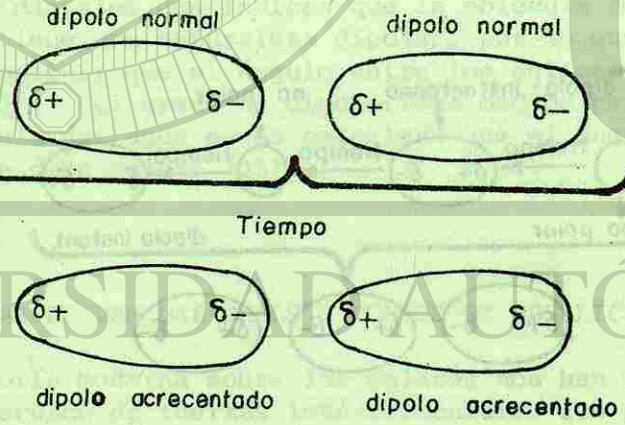
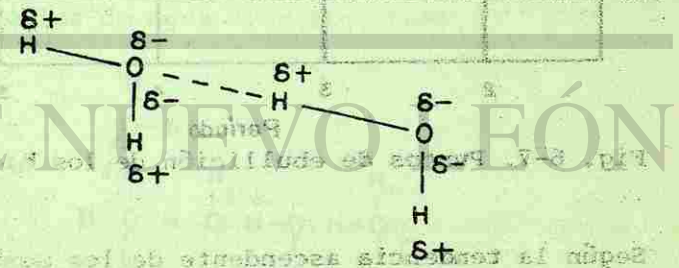


Fig. 6-6. Atracción dipolo-dipolo acrecentado, modelo para las fuerzas de Van der Waals.

A medida que aumenta el número atómico de los átomos que hay en las moléculas, crece el número de electrones presentes en las moléculas más pesadas; al aumentar el número de electrones, se produce una distorsión muy grande en el equilibrio de la carga entre el núcleo y los electrones que oscilan. Como resultado, la fuerza de los dipolos instantáneos también aumenta para estas moléculas. Esta mayor potencia de los dipolos aumenta la atracción de Van der Waals entre las moléculas. Por lo tanto, hace falta un consumo adicional de energía que provoque suficiente energía cinética a las moléculas pesadas para que se alejen entre sí, por consiguiente, la existencia de las fuerzas de Van der Waals ayuda a explicar el aumento en el punto de ebullición.

6-11 EL AGUA Y EL ENLACE DE HIDRÓGENO.

Quando se unen con el hidrógeno átomos no metálicos de elevada electronegatividad como los del flúor y oxígeno, existe una fuerza de atracción entre el átomo de hidrógeno positivo de una molécula y el átomo de oxígeno negativo de otra. Esta fuerza puede ser lo suficientemente intensa para hacer que dos o más moléculas se asocien en agrupaciones mayores, por ejemplo:



Estos enlaces llamados por *punto de hidrógeno*, no son en ningún sentido covalentes puesto que en la molécula de cada átomo de hidrógeno tiene su orbital 1s lleno con dos electrones. Aunque la energía requerida para romper un enlace

por puente de hidrógeno es relativamente pequeña, los líquidos análogos al agua tienen puntos de ebullición mayores que si sus moléculas no estuvieran asociadas; (ver fig. 6-7) donde se representan los puntos de ebullición de varios hidruros para indicar la importancia del puente de hidrógeno en los valores relativamente elevados del punto de ebullición del agua, ácido fluorhídrico y amoníaco.

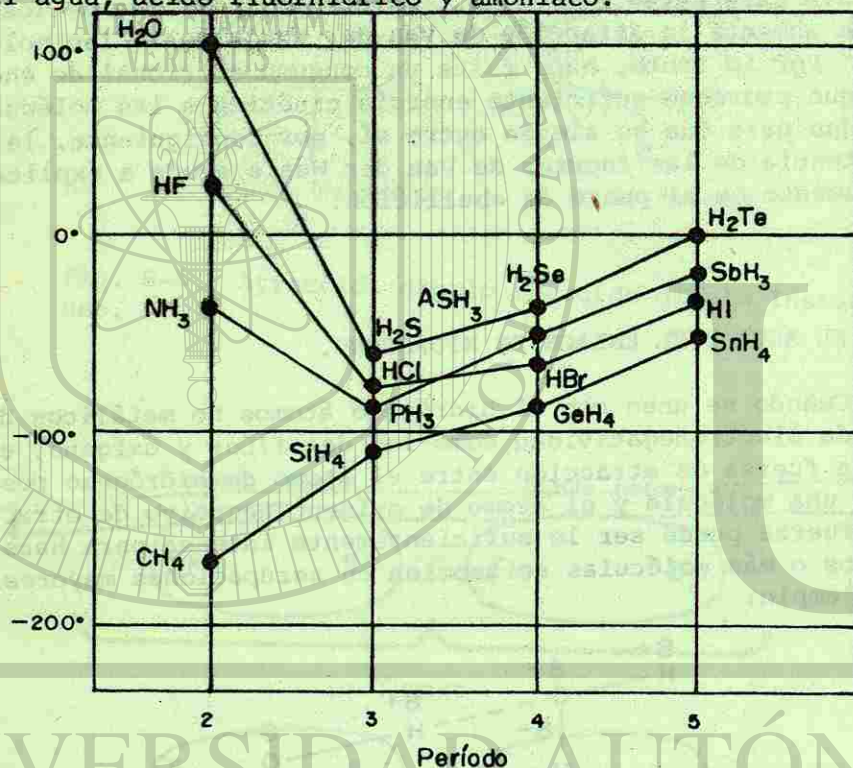


Fig. 6-7. Puntos de ebullición de los hidruros.

Según la tendencia ascendente de los puntos de ebullición del H₂S, H₂S y H₂T era de esperar el punto de ebullición del H₂O estuviera próximo a -70°C, en vez de ser +100°C. Es una gran diferencia la que señala la presencia de una importante fuerza de atracción no presente en H₂S, H₂Se ó H₂Te. En la gráfica observamos que desde el HCl al HI, el esperado aumento en el punto de ebullición debido al

aumento de la atracción de Van der Waals. Pero como el H₂O, el HF tiene un punto de ebullición mucho mayor que lo previsto.

El comportamiento anormal del agua y del fluoruro de hidrógeno se explica con un enlace especial que es parte de la teoría moderna del enlace. Bajo ciertas condiciones, un átomo de hidrógeno, que en una molécula está unido covalentemente a un átomo altamente electronegativo será atraído con gran fuerza por un átomo similar de una molécula vecina. Así, las moléculas vecinas serán atraídas más intensamente por la influencia eléctrica del átomo de hidrógeno. Esta atracción es lo suficientemente fuerte para que podamos hablar de una formación de un enlace de hidrógeno entre moléculas. Los enlaces de hidrógeno solamente presentan los átomos más electronegativos (O, N y F) se supone que estos átomos son tan electronegativos que el átomo de hidrógeno sólo comparte en muy pequeña escala el par electrónico del enlace covalente. En ese caso, el del hidrógeno parecerá un simple protón y, por eso ejercerá una considerable atracción sobre los átomos electronegativos vecinos. Es importante mostrar que el tamaño pequeño del átomo de hidrógeno no impide el amontonamiento de más de dos átomos alrededor de cualquier enlace. En el agua, un átomo de oxígeno está unido covalentemente a dos átomos de hidrógeno (protones), y también puede tener uno o dos enlaces de hidrógeno, por lo que está unido a otras moléculas de agua (ver fig. 6-8).

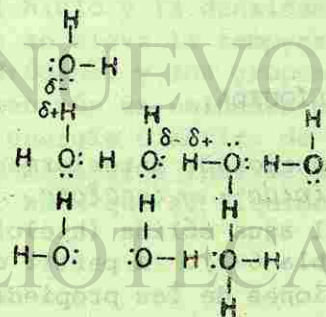
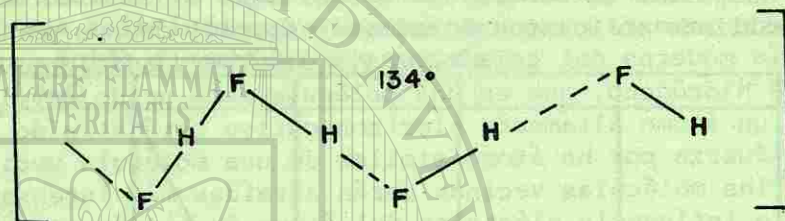


Fig. 6-8. Moléculas de agua unidas por enlaces de hidrógeno.

En HF líquido existen cadenas moleculares de HF con átomos de hidrógeno enlazando los átomos de flúor.



En esta asociación de las moléculas del agua y del ácido fluorhídrico en racimos de grandes "supermoléculas" mediante los enlaces del hidrógeno, la que explica los anormales puntos de ebullición de dichos compuestos. Como el más electronegativo de los elementos es el flúor, el enlace del hidrógeno en el HF es muy fuerte; es tan fuerte que cuando se evapora el HF líquido existen a temperaturas moderadas, especies químicas como H_2F_2 , H_4F_4 e incluso H_6F_6 . En cambio el agua se evapora como una especie monomolecular, H_2O .

Es indudable que sin el enlace de hidrógeno, el agua sería un gas a la temperatura ambiente siendo imposible la vida animal y vegetal como la conocemos.

6-12 MODELO DE AGUA LÍQUIDA.

Como ya hemos mencionado anteriormente, el agua es un líquido *inodoro*, *insípido* y es *incoloro*. El agua líquida es algo más densa que el agua sólida (hielo) y su densidad es máxima a $4^\circ C$ (ver tabla 6-1). A partir de estos datos y de otros tipos de mediciones de las propiedades del agua, se puede presentar un modelo para la estructura del agua líquida.

TABLA 6-1. Densidades del hielo y del agua líquida.

ESTADO	TEMPERATURA	DENSIDAD.
Hielo	$0^\circ C$	0.917
Líquido	$0^\circ C$	0.9998
Líquido	$4^\circ C$	1.0000
Líquido	$10^\circ C$	0.9997
Líquido	$25^\circ C$	0.9971
Líquido	$100^\circ C$	0.9584

Cuando el hielo se funde, se rompen suficientes enlaces de hidrógeno para causar un colapso parcial de la estructura abierta del hielo. Un cristal de hielo es esencialmente una molécula gigante con enlaces de hidrógeno. El agua líquida consta de grupos más pequeños de moléculas de agua semejantes al hielo y de moléculas solitarias. Algunos de los grupos más grandes de moléculas similares al hielo pueden contener centenares de moléculas individuales de agua con enlaces de hidrógeno.

Debido al colapso parcial de la estructura abierta del hielo, las moléculas en el estado líquido se unen más estrechamente que en el hielo y la densidad del hielo es mayor. Pero, a medida que se eleva la temperatura hay más roturas en los enlaces de hidrógeno, y los grupos similares al hielo en el líquido se rompen aún en unidades más pequeñas. Al mismo tiempo aumenta la energía cinética de los grupos pequeños de moléculas y de las moléculas individuales. El aumento del movimiento molecular hace que el líquido se dilate.

6-13 EL AGUA, CASO EXCEPCIONAL.

El agua es un líquido muy raro en cuanto se refiere a su comportamiento. Aunque cubre la mayor parte de la superficie de la tierra, es muy poco abundante e incluso inexistente en otros planetas del sistema solar. El origen del agua en la tierra no es aún bien conocido, y mucho menos el por qué es muy abundante y no en los demás planetas.

El agua posee, además, otras peculiaridades que la hacen diferir de la mayoría de las demás sustancias. Una de esas distinciones es la forma en que su densidad cambia con la temperatura (ver fig. 6-9) donde se muestra, en una gráfica la densidad del agua a diferentes temperaturas. Hay que hacer resaltar que la densidad del agua es máxima cerca de los 4°C (a 3.98°C).

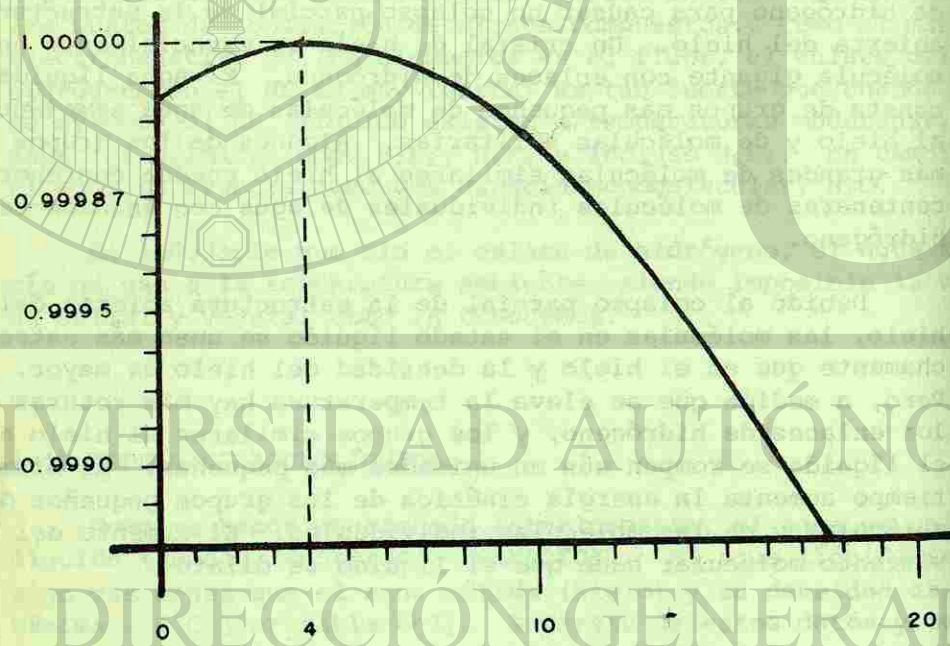


Fig. 6-9. Densidades del agua entre 0 y 18°C.

Esto nos indica que el agua aumenta de volumen cuando es calentada por arriba de esta temperatura, al igual que cualquier otra sustancia; pero si aplicamos una temperatura menor de los 4°C también aumenta de volumen y esto es lo que no sucede con las demás sustancias. Esta propiedad trae consigo consecuencias de vital importancia para la vida en la tierra.

Cuando el agua se enfría en los lagos y océanos, el agua de la superficie se enfría primero siempre y cuando su temperatura esté por arriba de los 4°C. Esta agua de la superficie aumenta de densidad y se hunde; en tanto que el agua más caliente del fondo, sube a la superficie.

Así se establece una corriente *convectiva* que hace circular agua fría de arriba hacia abajo, y transporta agua menos fría de abajo hacia arriba. Pero cuando el agua de la superficie llega a 4°C el fenómeno cambia. A esta temperatura el agua tiene la máxima densidad posible, se hunde hacia el fondo y ya no es reemplazada por agua de menor temperatura, porque ésta tiene menor densidad y flota. Como consecuencia, todo el volumen de agua va quedando a 4°C del fondo a la superficie. Cuando toda el agua alcance esta temperatura, la de más arriba empieza a enfriarse abajo de 4°C, y al llegar a 0°C se congela (ver fig. 6-10). ¡Pero el hielo es también de menor densidad! por lo que se mantendrá en la superficie.

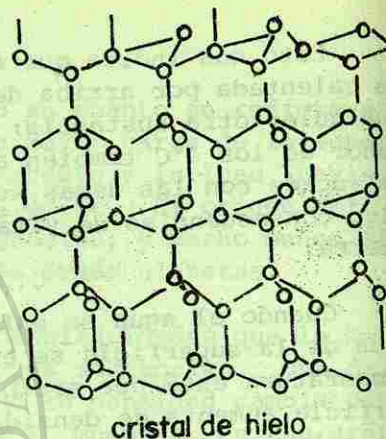
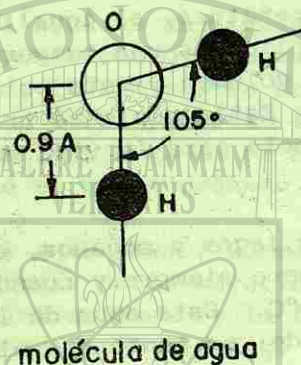


Fig. 6-10. (a) Una molécula de agua está formada por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno unidos covalentemente. (b) Cuando el agua se congela, sus moléculas se unen formando una "red cristalina"; las moléculas así ocupan un espacio mayor que en el estado líquido y por eso el hielo "flota" en el agua. Si no fuera por esto, el hielo se hundiría hasta el fondo y ahí permanecería la mayor parte de los mares estarían congelados permanentemente desde el fondo hasta cerca de la superficie, la vida marina sería imposible y la del resto del planeta también. La pequeña diferencia de densidades del agua a 0°C y a 4°C (0.00013 gr/cm³) es, determinante para la existencia de la vida en la tierra.

Para elevar 1°C la temperatura de un gramo de agua, se necesita 1 caloría. Se dice que el "calor específico" del agua es 1 cal/gr-°C y lo representamos por el símbolo C_{agua} .

Para aumentar la temperatura de 1 gr de aluminio en 1°C se necesitarán solamente 0.29 cal, por lo tanto, el "calor específico" del aluminio es $CAI = 0.29 \text{ cal/gr-}^\circ\text{C}$.

Por lo tanto, para elevar en 2°C la temperatura de 1 gr de aluminio, se necesitará el doble de calor requerido para elevarla en 1°C, o sea:

$$\begin{aligned} \text{CAL} \times 2^\circ\text{C} &= 0.29 \text{ cal/gr-}^\circ\text{C} \times 2^\circ\text{C} \\ &= 0.29 \times \frac{\text{cal} - ^\circ\text{C}}{\text{gr} - ^\circ\text{C}} \\ &= 0.58 \text{ cal/gr} \end{aligned}$$

Para elevar esa temperatura en 4°C, se necesitarán cuatro veces el calor requerido para elevarla 1°C.

6-14 PROPIEDADES QUÍMICAS DEL AGUA.

Podríamos clasificar a las sustancias en dos: estables e inestables. El agua correspondería a la primera por ser un compuesto estable, no se puede descomponer fácilmente debido a los enlaces covalentes O - H. Solamente en condiciones muy energéticas se le puede dividir en sus partes constitutivas a una temperatura de 2,500°C apenas si se descompone una pequeñísima parte de agua en oxígeno e hidrógeno. La corriente eléctrica (electrólisis) es capaz de descomponer al agua en sus elementos. El carbono y el hierro descomponen al agua a la temperatura del rojo.

A temperaturas ordinarias, el agua reacciona de forma violenta con los metales químicamente activos, como el sodio y el potasio, con desprendimiento de hidrógeno gaseoso.



El agua también se combina con los óxidos para dar hidróxidos o bases. Por ejemplo, el óxido de calcio llamado comúnmente cal viva, forma hidróxido de calcio al reaccionar con el agua.



Los anhídridos se combinan con el agua para dar ácidos.



A temperaturas más elevadas, los metales menos activos como el cinc, reaccionan con el vapor de agua liberando hidrógeno gaseoso. Para tales casos, se forma el óxido del metal.



6-15 EL PERÓXIDO DE HIDRÓGENO.

El agua oxigenada fue descubierta en 1818 por el químico francés llamado Louis Thenard. Es un compuesto que está formado por la combinación de hidrógeno y oxígeno en iguales volúmenes, por lo que tiene mayor proporción de oxígeno que el agua ordinaria. El peróxido de hidrógeno, H_2O_2 , es un líquido oleoso de color azul pálido y más pesado que el agua. Es inodoro y soluble en todas proporciones en el agua, alcohol y éter. La polaridad del peróxido de hidrógeno líquido comparable con la del agua, claramente excluye una simple distribución lineal de los átomos en la molécula. Además, los estudios espectroscópicos indican que el H_2O_2 , es una molécula no planar (ver fig. 6-11).

Como el agua, el H_2O_2 , en los estados sólido y líquido abunda en enlaces de hidrógeno; lo cual explica sus elevados puntos de fusión y ebullición.

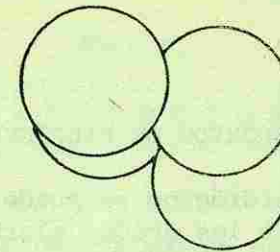
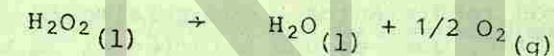


Fig. 6-11. Modelo de una molécula de peróxido de hidrógeno.

6-16 USOS DEL PERÓXIDO DE HIDRÓGENO.

El peróxido de hidrógeno es de gran valor porque se descompone espontáneamente en agua y oxígeno.



Esta reacción tendrá una velocidad mayor si se expone al calor o a la luz, o a un catalizador como el MnO_2 .

Algunos compuestos coloreados pierden su color cuando se les oxida. Las fibras contienen compuestos que les dan color y pueden blanquearse si se exponen al oxígeno. Es muy común emplear el peróxido de hidrógeno como agente oxidante para blanquear o decolorar artículos de algodón, lana, pulpa de madera, maderas empleadas en la fabricación de muebles, lo mismo que la seda, plumas, pelo, cola para pegar y otras sustancias orgánicas.

Otro uso que se le da al peróxido de hidrógeno es como antiséptico doméstico, pues, muchas bacterias son destruidas al ser expuestas al oxígeno. El producto doméstico no es otra cosa que agua con una pequeña cantidad (por lo regular un 3 %) de peróxido de hidrógeno disuelto en ella. Junto con un inhibidor para retardar la descomposición del peróxido de

hidrógeno.

6-17 OBTENCIÓN DEL PERÓXIDO DE HIDRÓGENO.

El peróxido de hidrógeno se puede obtener en el laboratorio por la acción de los ácidos clorhídrico y sulfúrico.



Sin embargo, la mayor parte de peróxido de hidrógeno se obtiene calentando suavemente el ácido persulfúrico, como se representa en la siguiente reacción.



Después se destila el agua oxigenada a presión reducida con magníficos rendimientos. Comercialmente el H_2O_2 se vende como *superoxol*, que es una solución al 30 % de H_2O_2 . Una solución de 90 % de H_2O_2 se emplea como oxidante en la investigación de motores para cohetes. El manejo de estas formas concentradas es sumamente peligroso.

1er. SEMESTRE.

ÁREA I.

UNIDAD XIV.

DISOLUCIONES.

Las disoluciones han jugado un papel muy importante desde que la tierra se enfrió lo suficiente para que el agua - pudiera licuarse, empezó a ejercer su acción disolvente, modificando la superficie de la tierra y produciendo por último una disolución fabulosa "Los Océanos".

Todos los organismos vivos se sustentan merced a las soluciones. Las raíces de las plantas no pueden absorber alimentos del suelo a menos que estén en disolución. Nuestros propios alimentos deben ser solubilizados en agua, por el proceso de la digestión, antes de ser transportados por la corriente sanguínea a los distintos tejidos del cuerpo.

Muchos de los materiales que se manejan habitualmente son disoluciones:

Vidrio, gasolina, vinagre, aceites lubricantes, el aire que respiramos y el agua que bebemos, son algunos pocos ejemplos.

En vista de la gran importancia de las disoluciones en nuestra vida y en el estudio de la química en particular, es que esta unidad tratará sobre su estudio.

OBJETIVOS.

Al terminar esta unidad el alumno deberá ser capaz de:

- 1.- Definir los siguientes términos y diferenciarlos entre sí:

hidrógeno.

6-17 OBTENCIÓN DEL PERÓXIDO DE HIDRÓGENO.

El peróxido de hidrógeno se puede obtener en el laboratorio por la acción de los ácidos clorhídrico y sulfúrico.



Sin embargo, la mayor parte de peróxido de hidrógeno se obtiene calentando suavemente el ácido persulfúrico, como se representa en la siguiente reacción.



Después se destila el agua oxigenada a presión reducida con magníficos rendimientos. Comercialmente el H_2O_2 se vende como *superoxol*, que es una solución al 30 % de H_2O_2 . Una solución de 90 % de H_2O_2 se emplea como oxidante en la investigación de motores para cohetes. El manejo de estas formas concentradas es sumamente peligroso.

1er. SEMESTRE.

ÁREA I.

UNIDAD XIV.

DISOLUCIONES.

Las disoluciones han jugado un papel muy importante desde que la tierra se enfrió lo suficiente para que el agua - pudiera licuarse, empezó a ejercer su acción disolvente, modificando la superficie de la tierra y produciendo por último una disolución fabulosa "Los Océanos".

Todos los organismos vivos se sustentan merced a las soluciones. Las raíces de las plantas no pueden absorber alimentos del suelo a menos que estén en disolución. Nuestros propios alimentos deben ser solubilizados en agua, por el proceso de la digestión, antes de ser transportados por la corriente sanguínea a los distintos tejidos del cuerpo.

Muchos de los materiales que se manejan habitualmente son disoluciones:

Vidrio, gasolina, vinagre, aceites lubricantes, el aire que respiramos y el agua que bebemos, son algunos pocos ejemplos.

En vista de la gran importancia de las disoluciones en nuestra vida y en el estudio de la química en particular, es que esta unidad tratará sobre su estudio.

OBJETIVOS.

Al terminar esta unidad el alumno deberá ser capaz de:

- 1.- Definir los siguientes términos y diferenciarlos entre sí:

- | | |
|------------------------|---------------------------|
| a) Solución verdadera. | f) Hidratación. |
| b) Soluto. | g) Soluciones acuosas. |
| c) Disolvente. | h) Soluciones no acuosas. |
| d) Solvatación | i) Recristalización. |
| e) Cristalización. | |

2.- Explicar cómo interviene la energía en el proceso de disolución.

3.- Definir solubilidad en el caso de soluciones acuosas.

4.- Definir los siguientes términos:

- a) Solución saturada.
- b) Solución sobre saturada.
- c) Solución no saturada.

5.- Definir: a) Molaridad.
b) Molalidad.

Así como resolver problemas en los que haya que calcularlos o que se apliquen.

6.- Explicar a qué llamamos propiedades coligativas y cuáles comprenden.

7.- Definir los siguientes conceptos:

- | | |
|--------------------|------------------------|
| a) Electrolito. | f) Electrolito fuerte. |
| b) No electrolito. | (señalando ejemplos). |
| c) Cátodo. | g) Electrolito débil. |
| d) Ánodo. | (señalando ejemplos). |
| e) Electrólisis. | |

9.- Enumerar los diferentes tipos de sistemas coloidales (mencionar ejemplos).

Para que puedas cumplir con los objetivos anteriormente expuestos, deberás usar el siguiente:

PROCEDIMIENTO.

- 1.- El tema de este capítulo, es quizás el más relacionado con nuestra vida cotidiana, por lo que además de ameno, será importante que lo estudies y lo comprendas.
- 2.- Deberás poner especial atención a las tablas que se encuentran en el transcurso del capítulo.

PRE-REQUISITO.

Deberás entregar a tu maestro la siguiente autoevaluación contestada, un día antes de la fecha del examen de esta unidad para que con ello tengas derecho a presentar tu examen, de lo contrario no tendrás derecho.

AUTOEVALUACIÓN.

I.- Contesta las siguientes preguntas.

- 1.- Señala las diferencias entre solución saturada y solución sobre saturada.

- 2.- Explica a qué llamamos propiedades coligativas.

3.- De los siguientes ejemplos, señala a qué tipo de sistema coloidal corresponden:

- a) Neblina _____
- b) Leche _____
- c) Humo _____
- d) Espuma _____
- e) Piedra pómez _____
- f) Diamante _____
- g) Jabonadura _____
- h) Mantequilla _____
- i) Queso _____

4.- Define los siguientes términos:

- a) Ión espectador, _____
- b) Diálisis, _____
- c) Solvatación, _____
- d) Solución verdadera, _____
- e) Molaridad, _____
- f) Solubilidad, _____

5.- Explica en qué consiste el movimiento browniano.

II.- Resuelve los siguientes problemas.

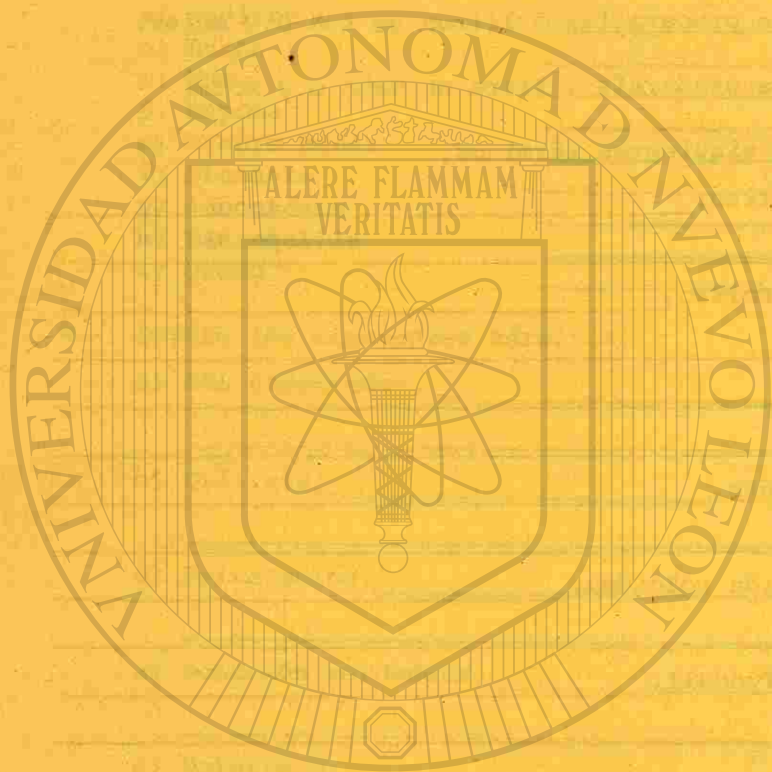
1.- Cómo se prepararían 5 litros de KOH 0.2 molar.

2.- Cómo se prepararía 1 litro de NaOH 0.2 molar.

III.- Define los siguientes términos.

- a) Electrolito, _____
- b) Noelectrolito, _____
- c) Solute, _____
- d) Disolvente, _____
- e) Suspensión coloidal, _____
- f) Efecto Tyndall, _____

IV.- Da una lista de las 10 principales disoluciones que tu hayas usado ordinariamente.



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL

CAPÍTULO VII.

D I S O L U C I O N E S .

7-1 TIPOS DE SOLUCIONES.

Se les denomina *soluciones* a las mezclas en las que las partículas (átomos, moléculas o iones) de los componentes se mezclan íntimamente. Las soluciones son muy importantes en la química y la industria como para la vida cotidiana. Muchos productos alimenticios y medicinales son soluciones, así como muchas sustancias químicas domésticas tales como los líquidos limpiadores y el alcohol para desmanchar. La gasolina que usan los automóviles es una solución, lo mismo que el agua que tomamos de la llave, etc.

Una *solución verdadera* es una mezcla en que dos o más sustancias se han unido en una dispersión molecular homogénea. En el caso de soluciones que implican dos sustancias como sal y agua, el agua se llama *disolvente*, o sea, el medio que disuelve y la sal es el *soluto* o sustancia disuelta.

No existe reglamentación alguna para estas combinaciones de disolvente y soluto. Pero podemos tener cualquiera de las nueve combinaciones posibles de materias sólidas, líquidas y gaseosas que forman verdaderas soluciones.

El agua es un disolvente polar debido a la estructura de dipolo de su molécula. En general, los disolventes polares son excelentes para disolver otras moléculas polares, debido a la separación de cargas de la molécula polar, las sustancias iónicas se disuelven fácilmente en agua. El extremo negativo (oxígeno) de la molécula de agua es atraído por los cationes. Una capa de dipolos orientados de agua rodea al catión y lo aísla de los aniones presentes, que a su vez atraen al extremo positivo de las otras moléculas de agua y su capa de dipolos orientados de agua aísla los aniones de

otros iones en solución.

Este proceso en que las moléculas del disolvente son atraídas por los iones del soluto y forman una capa a su alrededor, se le denomina *solvatación*. Para el agua se emplea el término *hidratación* para indicar "solvatación por moléculas de agua".

Si preparásemos una solución líquida, disolviendo azúcar en agua, el agua es el solvente y el azúcar es el soluto. Si las dos sustancias son de la misma fase, comúnmente se considera el solvente el componente que se tiene en mayor cantidad. En una solución formada por agua y alcohol, el agua se considera como solvente si se encuentra en mayor cantidad. Es difícil predecir específicamente cuáles sustancias se disuelven en otras. Sin embargo, debido a las fuerzas de interacción entre las moléculas, un solvente no polar, comúnmente disolverá con facilidad un soluto no polar (ver fig. 7-1).

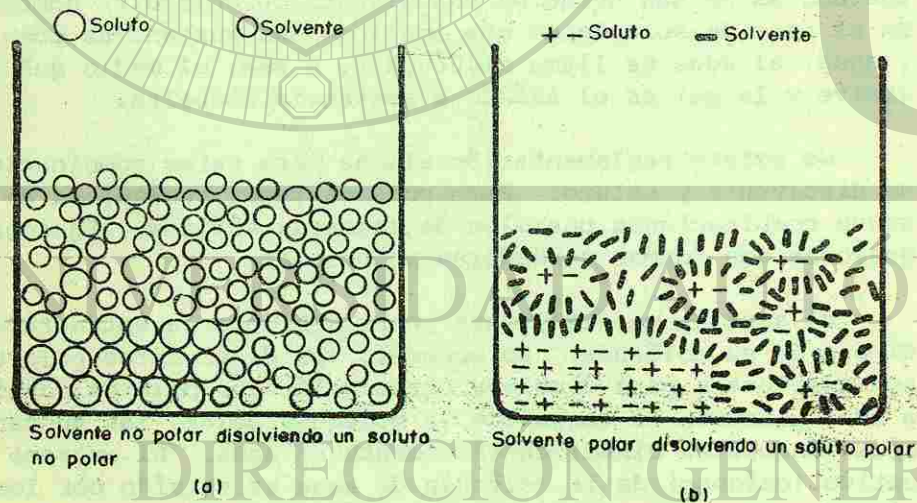


Figura 7-1.

Es posible tener soluciones de fase líquida y soluciones de fase sólida y soluciones de fase gaseosa.

En la tabla 7-1 se presentan algunas soluciones típicas, comprendiendo las diversas fases. El tipo que más comúnmente encontramos es el de fase líquida. Como el agua es uno de los solventes más útiles, las soluciones más comunes son denominadas *soluciones acuosas*. Todas las soluciones que no contienen al agua como disolvente se llaman *soluciones no acuosas*.

TABLA 7-1. Algunas soluciones típicas.

Estado físico de la solución	Solvente.	Soluto.	Ejemplo.	Naturaleza del soluto en la solución.
Sólido	Sólido	Gas	Gas hidrógeno disuelto en metal paladio.	Moléculas de H_2 distribuidas en la red cristalina del metal.
Gas	Sólido	Sólido	Metal cobre disuelto en metal plata.	Átomos de cobre ocupando posiciones cristalinas en el cristal plata.
Gas	Gas	Gas	Mezcla de gas oxígeno y gas nítrógeno.	Mezcla compelta de las moléculas de los dos gases.
Líquido	Líquido	Sólido	Sacarosa disuelta en agua.	Moléculas de $C_{12}H_{22}O_{11}$ distribuidas en la fase acuosa.
Líquido	Líquido	Sólido	Cloruro de sodio disuelto en agua.	Los iones constituyentes de esta sustancia iónica existen independientemente en la fase acuosa como Na^+ (ac) y Cl^- (ac).
Líquido	Líquido	Líquido	Alcohol etílico disuelto en agua.	Las moléculas de C_2H_5OH se distribuyen en la base acuosa.
Líquido	Gas	Gas	Cloruro de hidrógeno disuelto en agua.	El gas HCl reacciona con el agua cuando se disuelve, lo cual conduce a que la solución sólo contenga H^+ (ac) y Cl^- (ac). No existe HCl molecular en la solución.

El proceso de disolución puede ser exotérmico. Por supuesto, la naturaleza del cambio de calor que acompaña al proceso de disolución depende de la naturaleza del solvente y del soluto que intervienen. Idealmente, podemos imaginar la disolución de un sólido en un solvente líquido como comprendiendo una interacción entre las moléculas del solvente y del soluto, lo cual conduce a que las partículas de soluto entren a la fase de disolución. Cuando se coloca primero un soluto en contacto con el solvente, las partículas constituyentes entran fácilmente a la fase de solución. Como resultado del movimiento cinético, las partículas del soluto disueltas y el solvente se están moviendo constantemente en todas direcciones en la fase solución. Como resultado de este movimiento, algunas de las partículas del soluto emigran a una posición entre la solución y el soluto no disuelto y reentran a la fase de soluto no disuelto. Esta reformación de la fase soluto se llama *recristalización*. La disolución y la recristalización son procesos opuestos y, tan pronto como se presente suficiente soluto, se alcanza un punto en el proceso de disolución en el que la rapidez de disolución es igual a la rapidez de cristalización. (Ver fig. 7-2).

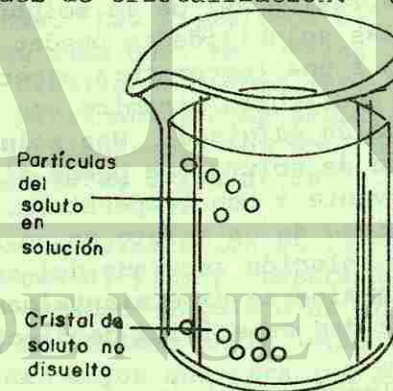


Fig. 7-2. En una solución saturada que se encuentra en contacto con soluto no disuelto, las partículas del soluto (moléculas o iones de carga opuesta) regresan al cristal tan rápidamente como dejan la superficie de éste en todos sus puntos. Independientemente de lo mucho que "entre y salga" no ocurre cambio neto, ya sea en la concentración de la solución o en la cantidad de soluto no disuelto que está presente.

La competencia entre los dos procesos y la eventual igualdad de sus rapidezces ilustra un proceso muy importante en la química conocido con el nombre de *equilibrio dinámico*. El término equilibrio se refiere a la igualdad de las rapidezces de los dos procesos opuestos y el término dinámico se refiere al hecho de que ambos procesos están ocurriendo de manera continua.

La cantidad de soluto que puede disolverse en una cantidad dada de solvente antes de que se alcance el estado de equilibrio dinámico depende de la naturaleza del solvente, del soluto y de la temperatura. La cantidad de una sustancia que puede disolverse en una cantidad dada de solvente a una temperatura específica se llama *solubilidad* del soluto a esa temperatura. Existe una solubilidad característica para cada sustancia en un solvente dado. A menudo, la solubilidad se expresa en términos de número de gramos de soluto que pueden disolverse en 100 gr. de solvente a una temperatura específica. Por ejemplo, la solubilidad del cloruro de sodio en agua a 0°C es 35.7 gr por 100 gr de agua. Se usa una expresión así de la solubilidad porque, en estos términos, las solubilidades pueden medirse fácilmente. Una solución a una temperatura específica que comprende un soluto en equilibrio dinámico con el soluto no disuelto se llama *solución saturada*. Una solución así contiene la cantidad máxima de soluto que puede disolverse en la cantidad dada de solvente a esa temperatura. Cuando se desea medir la solubilidad de un soluto en un solvente, es necesario preparar una solución saturada del soluto y, a continuación, puede determinarse experimentalmente la cantidad de soluto en una cantidad específica de disolvente.

Cuando una disolución contiene menos soluto que el que podría ser contenido en ella a condiciones saturadas, se dice que se trata de una solución no saturada. La solubilidad de muchas sustancias sólidas aumenta con el incremento en la temperatura. Incidentalmente es importante hacer notar que los gases se comportan de manera opuesta: dicho de otra manera, la solubilidad de los gases disminuye con el incremento de temperatura. Es posible preparar soluciones

de sustancias sólidas que contengan cantidades bastante grandes de soluto, elevando la temperatura de la solución de tal suerte que se disuelva más soluto, normalmente cuando se enfrían estas soluciones, el exceso de soluto se recristalizará. Sin embargo, a veces, cuando se enfría una solución, así se forma una solución saturada a la misma temperatura. Estas soluciones que contienen más soluto que el que es de esperar se llaman *soluciones sobresaturadas*.

7-2 ENERGÍA Y DISOLUCIÓN.

Los estudios sobre soluciones para descubrir qué cambios de energía se producen, nos informan el "por qué" de la solubilidad.

Existen tres términos de energía que son los que se emplean al considerar una solución de soluto sólido y disolvente líquido. Debe absorberse energía para que las fuerzas de atracción que mantienen al sólido en un estado sólido, puedan ser sobrepasadas. Las llamaremos E_1 . más energía E_2 , que deberá absorberse para que las fuerzas de atracción entre las moléculas del disolvente puedan ser, por lo menos, parcialmente vencidas. Finalmente, debe desprenderse energía de enlace de moléculas de disolvente con moléculas o partículas de soluto. Es la energía de solvatación E_3 .

El proceso de disolución es favorable cuando E_3 es grande, comparado con E_1 y E_2 y, especialmente, cuando E_3 es mayor ($E_1 + E_2$). Cuando el soluto es un sólido iónico, las energías fuerzas de Coulomb entre iones cargados opuestamente, hacen que E_1 sea mayor que para los sólidos moleculares serán más fácilmente solubles en agua. Esta conclusión experimentalmente resulta incorrecta. Los sólidos iónicos son más solubles en agua. Para comprenderlo, debemos considerar E_2 y E_3 .

Debido a que no es probable que las moléculas polares del agua sean atraídas por moléculas no polares o débilmente polares de los sólidos moleculares, E_3 debe ser pequeña. También, para el agua polar, E_2 debe ser grande. El resultado es que la suma de E_1 y una E_2 grande es mayor que una E_3 pequeña, por tanto, un sólido molecular tiene una baja solubilidad en el agua.

Los sólidos iónicos son solubles en agua, incluso si E_1 y E_2 son altas. Por otra parte, E_3 para sólidos iónicos debe ser muy alta. En la tabla 7-2 se presentan los efectos de la energía que determinan la solubilidad.

TABLA 7-2. Efectos de energía y solubilidad relativas de los compuestos.

Soluto	Disolvente	E_1	E_2	E_3	Solubilidad relativa
Sólido iónico	Agua	Elevada	Elevada	Muy elevada	Moderada a elevada
Sólido molecular	Agua	Moderada	Elevada	Baja	Baja
Sólido iónico	Líquido no polar	Elevada	Moderada	Baja	Baja
Sólido molecular	Líquido no polar	Moderada	Moderada	Moderada	Moderada a elevada.

Existen enérgicas fuerzas de atracción entre los iones y las moléculas polares del agua. Un número (que depende de la carga y tamaño del ion) de moléculas de agua, forma una *capa de hidratación* alrededor del ion. Este proceso de hidratación es altamente exotérmico. La energía de hidratación fundamentalmente, suministra la elevada E_3 necesaria para la disolución de los sólidos iónicos.

7-3 MOLARIDAD.

Como las soluciones son mezclas, los componentes que comprenden una solución pueden estar presentes en cantidades variables. Por ejemplo, dos soluciones del mismo volumen pueden contener el mismo soluto disuelto en el mismo solvente pero pueden diferir en la cantidad de soluto que está presente. Una solución puede describirse cualitativamente, indicando simplemente qué componentes están presentes.

Sin embargo, con frecuencia puede desearse expresar la composición cuantitativa de una solución en términos de la cantidad de cada componente presente en una cantidad específica de solución, se llama *concentración* del soluto. La concentración de un soluto en una solución puede expresarse en varias maneras diferentes.

Una expresión común y útil de la concentración de un soluto es la que se conoce como *molaridad*. La molaridad expresa el número de moles de un soluto por litro de solución. La molaridad, la cual se representa por el símbolo M , puede definirse como:

$$\text{Molaridad (M)} = \left(\frac{\text{número de moles de soluto}}{\text{litro de solución}} \right)$$

Puede determinarse la molaridad de un soluto si se conoce la cantidad de soluto disuelto en solvente suficiente para producir un volumen específico de solución. Puede convertirse la masa de soluto al número de moles de soluto y, a continuación, puede dividirse el número de moles de soluto entre el volumen de solución en litros para expresar la molaridad. Hay que tener presente que la molaridad es independiente de la cantidad de solución y simplemente sirve como una expresión conveniente de la cantidad de soluto por unidad de volumen de solución. Por ejemplo, puede tenerse una muestra de 10 mililitros de una solución y una muestra de 5 litros de otra, pero ambas soluciones podrían tener la misma concentración de número de moles por litro.

Ejemplo 1. Preparar 1 litro de 0.20 M de NaOH.

1.- Tendremos que calcular el número de moles de soluto requerido. 1 lt de 1.0 M de NaOH debe contener un mol de NaOH; por lo tanto, 1 lt de 0.20 M de NaOH contendrá 0.20 mol de NaOH.

2.- Calcular el número de gramos de soluto requerido.

$$0.20 \text{ mol} \times 40 \text{ gr/mol} = 8.0 \text{ gr}$$

3.- Los 8 gr de NaOH deben ser añadidos al agua y disueltos. Cuando la disolución es completa, se agrega al agua necesaria para tener 1 lt de disolución.

Ejemplo 2. ¿Cuántos gramos de oxalato de sodio se necesitarán para preparar 500.0 ml de oxalato de sodio 0.150 M?

$$M = \frac{N^{\circ} \text{ de moles de soluto}}{N^{\circ} \text{ litros solución}}$$

entonces,

$$0.150 = \frac{N^{\circ} \text{ moles soluto}}{0.5000}$$

$$(0.500 \text{ ml} = 0.5000 \text{ litros})$$

$$N^{\circ} \text{ moles soluto} = (0.5000)(0.150)$$

$$= 0.0750 \text{ moles.}$$

Peso fórmula de oxalato de sodio ($\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$):

$$\text{Na}_2: 2 \times 22.99 = 45.98$$

$$\text{C}_2: 2 \times 12.01 = 24.02$$

$$\text{O}_4: 4 \times 16.00 = \frac{64.00}{134.00}$$

Peso del $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ requerido:

$$= \frac{134.0 \text{ gr}}{\text{mol}} \times 0.0750$$

$$= 10.05 \text{ gr}$$

Ejemplo 3. ¿Cuál es la molaridad de una disolución que contiene 16.0 gr de CH₃OH en 200 ml de disolución?

El peso fórmula del CH₃OH = 32.0

$$\text{Molaridad} = \frac{N^{\circ} \text{ moles de soluto}}{\text{litros de disolución}}$$

$$\text{Molaridad} = \frac{16.0 \text{ gr}}{(32.0 \text{ gr/mol}) \times 0.200 \text{ lts}}$$

$$\text{Molaridad} = 2.50 \text{ mol/l}$$

$$\text{Molaridad} = 2.5 \text{ M}$$

$$= 0.468 \text{ moles/Kg}$$

$$= 0.468 \text{ m}$$

Ejemplo 5. Una disolución de alcohol etílico, C_2H_5OH , en agua es 1.54 molal. ¿Cuántos gramos de alcohol están disueltos en 2.500 gr de agua?

$$\text{Peso molecular del } C_2H_5OH = 46.1$$

Como la disolución es 1.54 molal, 1.000 gr de agua disuelven 1.54 moles de alcohol, entonces, 2.500 gr de agua disuelven $2.500 \times 1.54 = 3.85$ moles de alcohol,

$$\text{Peso del alcohol} = 3.85 \text{ moles} \times 46.1 \text{ g/mol}$$

$$= 177 \text{ gr de alcohol}$$

7-5 EFECTOS DEL SOLUTO EN LAS PROPIEDADES DE LA SOLUCIÓN.

Al estudiar las soluciones vimos que es imposible mezclar soluto y disolvente sin que cambien las propiedades de éste. Al añadir un soluto al agua, baja el punto de congelación (P_c). Cuanto más soluto se agrega, mayor es el descenso del punto de congelación. Este efecto ha sido de gran utilidad durante muchos años.

Si 1.00 mol de azúcar glucosa se añaden a 1.00 Kg de agua y se enfría la solución resultante, el $P_c = -1.86^\circ C$. Si se hierve esta solución, lo hace a $100.53^\circ C$. Una solución de un mol de soluto en un Kg de disolvente como acabamos de ver se llama solución "molal" (m). Por lo tanto, $1.86^\circ C$ es la depresión del punto de congelación molal para el agua, y $0.53^\circ C$ es la elevación molal del punto de ebullición (P_e)

para el agua. La depresión del P_c y la elevación de P_e son constantes para cada disolvente.

Las propiedades de una solución, determinadas por el número de partículas de soluto presentes, se llaman *propiedades coligativas*. Comprenden el punto de ebullición, el de congelación o fusión, la presión de vapor y la presión osmótica.

7-6 ELECTROLITOS Y NO ELECTROLITOS.

¿Cómo sabemos si una sustancia reaccionará exactamente, ligeramente o no reaccionará en lo absoluto, cuando se disuelve en agua?

Tal comportamiento no puede predecirse con facilidad. Evidentemente, la polaridad es importante pero también intervienen otros factores. No obstante, desde un punto de vista experimental, a menudo puede determinarse cuáles sustancias han formado iones en el proceso de disolución. Para hacerlo, puede aprovecharse el comportamiento de los iones en la fase solución. Dado que los iones están cargados, poseen ciertas propiedades eléctricas. Una de estas propiedades es que entidades de carga opuesta se atraen entre sí. Supóngase que se tiene una solución que contiene cationes (iones positivos) y aniones (iones negativos) y se coloca en esta solución un trozo de metal inerte (como el platino) que lleva una carga negativa. Este metal cargado negativamente atraería los iones positivos en la solución y por lo tanto, los cationes, emigrarían hacia el metal y, al final, formarían una capa de iones alrededor de él. ¿Cómo es posible obtener los dos trozos cargados de metal? Esto podría realizarse, conectando los dos trozos de metal mediante alambres metálicos a las dos terminales de una batería o un generador como se muestra en la figura 7-3. La batería o el generador sirve como un aparato para bombardear los electrones de uno de los trozos de metal al otro. Los metales son buenos conductores de la electricidad y, por lo tanto, los electrones pueden moverse

fácilmente de uno de los trozos de metal al otro. Esta facilidad del movimiento de los electrones se debe a la naturaleza de la estructura de los metales. Ya que un trozo de metal conectado a la batería tiene un exceso de electrones, estará cargado negativamente y el trozo con deficiencia de electrones, estará cargado positivamente. La bomba de electrones (batería) sirve para mantener lo que se conoce como *diferencia de potencial* entre los dos trozos de metal. Si estos dos trozos de metal conectados a la bomba de electrones se sumergen en una solución que contenga iones, los cationes son atraídos hacia el trozo de metal negativo y los aniones hacia el trozo de metal positivo. En este caso, los trozos de metal se llaman *electrodos*. El electrodo que atrae a los cationes se llama *cátodo* y el electrodo que atrae a los aniones se llama *ánodo*. Ocurre un fenómeno interesante si la diferencia de potencial entre los dos electrodos es lo suficientemente grande. La batería o generador proporciona una fuerza impulsora que puede conducir a un proceso químico que comprende la ganancia de electrones por algunas especies en la superficie del cátodo y la pérdida de electrones por otras especies en la superficie del ánodo. Es decir, como la batería o generador tiende a bombardear los electrones, se presenta una situación en la que algunas especies en la solución pierden electrones en el ánodo y otras ganan electrones en el cátodo. En esta forma, se establece un circuito eléctrico completo en el que los electrones son bombardeados a través del metal hacia el cátodo, donde los electrones son ganados por algunas especies en la solución, y simultáneamente, algunas especies en la solución pierden electrones hacia el ánodo, lo cual proporciona más electrones para ser bombardeados hacia el cátodo.

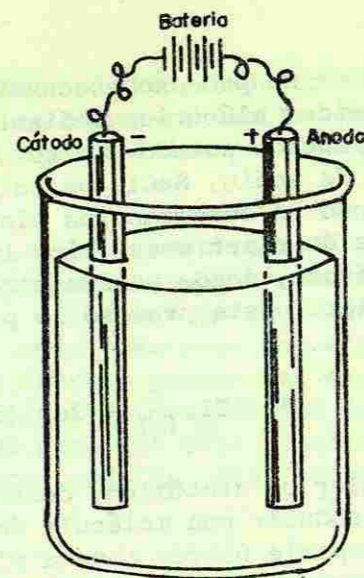
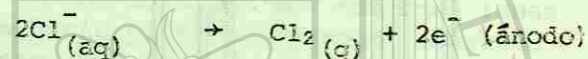


Figura 7-3. Electrólisis.

El hecho de que, bajo las condiciones correctas, los iones pueden emigrar en la solución y los electrones son perdidos o ganados en los electrodos significa que una solución que contiene iones conducirá la electricidad. Sin embargo, la conductividad eléctrica en una solución no es la misma que se tiene en un metal. No es posible que los electrones fluyan a través de la solución, sino que la conductividad eléctrica en la solución se debe al movimiento de los iones y a las reacciones en los electrodos. Las especies que reaccionan en el cátodo y el ánodo dependen de la naturaleza de las especies presentes en la solución. Algunas especies reaccionan fácilmente en los electrodos, mientras que otras no reaccionan. El proceso de sujetar una solución a las condiciones que producirán reacciones en los electrodos se llama *electrólisis*. El aparato usado para la electrólisis, el cual consiste en un recipiente para la solución con los electrodos sobresaliendo de él, se llama *celda electrolítica*.

Como un ejemplo de un proceso electrolítico, el cual ilustra la conductividad eléctrica mediante una solución, consideremos lo que sucede cuando una solución un tanto concentrada de cloruro de sodio, NaCl, se coloca en una celda electrolítica. Cuando se conectan los electrodos de la batería externa (bomba de electrones), los iones cloruro son extraídos hacia el ánodo, donde pueden perder electrones y formar cloro molecular. Este proceso lo podemos representar como:



como el cloro molecular es diatómico, deben reaccionar dos iones cloruro para producir una molécula de cloro. Un proceso en el que una especie pierde o gana electrones en un electrodo y se convierte a una nueva especie es llamada reacción electrolítica.

La conducción de la electricidad por una solución está relacionada con el movimiento de los iones y ciertas reacciones electródicas. Como consecuencia, observando si una solución conduce la electricidad será una indicación si están presentes iones en una solución. Una sustancia que forma una solución acuosa que conduce la electricidad se llama *electrolito*. Por supuesto, un electrolito debe formar iones en solución cuando se disuelve. La mayoría de las sustancias iónicas solubles son electrolitos, como lo son algunas sustancias moleculares. Una sustancia que forma una solución acuosa que no conduce la electricidad se llama *no electrolito*. Muchas sustancias moleculares (por ejemplo el azúcar y el alcohol) son no-electrolitos. El hecho de que una sustancia sea un no-electrolito indica que no forma iones cuando se disuelve. Puede determinar si una sustancia es o no electrolito, preparando una solución acuosa de la sustancia y, después, observando experimentalmente si la solución conduce la electricidad. Cuando se hace esto se encuentra que las soluciones de otras, no. Clasificaremos a tales sustancias como electrolitos y no-electrolitos respectivamente. Cuando se llevan a cabo los experimentos de conductividad, también se encuentra que las soluciones de algu-

nos electrolitos son fuertes conductores, en tanto las soluciones de otros son bastante débil. Así, se dice que algunos electrolitos son *electrolitos fuertes* y otros son *electrolitos débiles*.

La diferencia es el resultado de la exención en la que las sustancias forman iones cuando se disuelven en agua. Las sustancias que se disuelven en agua para formar ningún otro producto que cationes y aniones son *electrolitos fuertes*. Los electrolitos fuertes pueden ser sustancias iónicas o moleculares. Los *electrolitos débiles* son sustancias que se disuelven en agua pero que sólo reaccionan con ella en muy poca cantidad para producir relativamente pocos iones.

TABLA 7-3. Algunos electrolitos y no electrolitos.

Electrolitos fuertes (Las especies se disuelven para formar iones).	Especies predominantes en la solución.
H ₂ SO ₄	H ₃ O ⁺ (ac) + HSO ₄ ⁻ (ac)
HClO ₄	H ₃ O ⁺ + (ac) + ClO ₄ ⁻ (ac)
HCl	H ₃ O ⁺ + (ac) + Cl ⁻ (ac)
HBr	H ₃ O ⁺ + (ac) + Br ⁻ (ac)
HI	H ₃ O ⁺ + (ac) + I ⁻ (ac)
HNO ₃	H ₃ O ⁺ + (ac) + NO ₃ ⁻ (ac)
(Compuestos iónicos más solubles)	
NaCl	Na ⁺ + (ac) + Cl ⁻ (ac)
K ₂ SO ₄	K ⁺ + (ac) + SO ₄ ²⁻ (ac)
NH ₄ NO ₃	NH ₄ ⁺ + (ac) + NO ₃ ⁻ (ac)
NaOH	Na ⁺ + (ac) + OH ⁻ (ac)
KOH	K ⁺ + (ac) + OH ⁻ (ac)
Ba(OH) ₂	Ba ²⁺ + (ac) + OH ⁻ (ac)
NaC ₂ H ₃ O ₂	Na ⁺ + (ac) + C ₂ H ₃ O ₂ ⁻ (ac)
AgNO ₃	Ag ⁺ + (ac) + NO ₃ ⁻ (ac)

Electrolitos débiles
(Las especies reaccionan ligeramente con el agua para formar algunos iones)

NH ₃	NH ₃ (ac)
HF	HF(ac)
HNO ₂	HNO ₂ (ac)
H ₂ SO ₃	H ₂ SO ₃ (ac)
H ₂ S	H ₂ S(ac)
H ₃ PO ₄	H ₃ PO ₄ (ac)
HC ₂ H ₃ O ₂	HC ₂ H ₃ O ₂ (ac)

TABLA 7-3. Algunos electrolitos y no electrolitos.(Cont).

No electrolitos
(Las especies no forman iones en solución).

CH ₃ OH	CH ₃ OH(ac)
C ₂ H ₅ OH	C ₂ H ₅ OH(ac)
C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ (ac)
CH ₃ COCH ₃	CH ₃ COCH ₃ (ac)

Algunas combinaciones de disolvente y soluto aparecen como soluciones, pero, de hecho, no son verdaderas dispersiones moleculares. El tamaño de sus partículas es realmente, bastante grande en comparación. Estos sistemas, *suspensiones coloidales*, no son en realidad homogéneos; tienen un conjunto de propiedades muy diferentes a la de las verdaderas soluciones. Las diferencias se deben al tamaño de las partículas, las características observables que resultan son muy interesantes.

Un coloide se compone de un disolvente con partículas de soluto, suficientemente grandes como para dispersar la luz visible. Así, se puede distinguir una suspensión de una solución verdadera pasando un haz de luz a través del agua. Como el agua pura, una solución refracta el haz de luz. Un coloide dispersará luz de tal forma que, colocada a un lado del haz, se ve una trayectoria iluminada. Este efecto reflejante se llama *efecto Tyndall*.

Como las partículas suspendidas de un coloide son tan grandes, puede ser que no se precipiten inmediatamente de la solución. El movimiento de una partícula individual se realiza en zigzag al azar provocando un bombardeo por las moléculas del disolvente. Las partículas coloidales se mantienen en suspensión por estos movimientos; el de las partículas suspendidas se llama *movimiento browniano*.

La teoría cinética nos enseña que el movimiento al azar de los gases producirá un bombardeo similar de partículas en un gas; así, es de esperar, un movimiento browniano en una suspensión en aire. Si observamos el humo o las partículas de polvo en un haz brillante de sol, veremos claramente este efecto.

Algunas veces en las suspensiones acuosas, las fuerzas atractivas entre las partículas coloidales se hacen muy grandes debido a los iones captados en la superficie, y las partículas forman agregados. Si el sistema se vuelve semisólido

lido y el movimiento browniano se detiene, la suspensión resultante se llama *gel*. Cuando el coloide fluye libremente se le denomina "sol".

Los coloides son de mucha importancia práctica en nuestra vida cotidiana. Muchos alimentos son de naturaleza coloidal. La célula viva depende de las partículas coloidales del protoplasma para sus funciones químicas de crecimiento y metabolismo. Una función de la célula es separar suspensiones por un proceso llamado *diálisis*. Se puede demostrar la diálisis utilizando celofán o papel filtro tratado con coloidón. El celofán u otra membrana, se llama *membrana dializadora*. El principio es muy sencillo; si la membrana tiene poros o espacios de tamaño apropiado, las partículas moleculares pasan a través de ella y las coloidales no. Si ponemos gelatina y azúcar en una bolsa de celofán y dejamos que la bolsa quede colgando dentro de agua pura, por un cierto tiempo, el azúcar pasará a través del celofán, pero la gelatina permanecerá dentro. Este proceso se utiliza para separar muchos materiales suspendidos. Con membranas de otro tipo apropiado, podemos separar uno de otro por la diferencia de tamaño de sus partículas. Los poros de las membranas deben ser de tamaño apropiado para excluir y dejar pasar otro.

Tipo	Fase dispersa*	Medio dispersante**	comunes
Espuma	Gas	Líquido	Jabonaduras, crema batida
Espuma sólida	Gas	Sólido	Piedra pómez, malvisco
Aerosol líquido	Líquido	Gas	Neblina, niebla, nubes
Emulsión	Líquido	Líquido	Crema, mayonesa, leche
Emulsión sólida	Líquido	Sólido	Mantquilla, queso

Tipo	Fase dispersa*	Medio dispersante**	Ejemplos comunes
Humo	Sólido	Gas	Polvo en el aire
Sol***	Sólido	Líquido	Almidón en agua, jaleas, pinturas
Sol sólido	Sólido	Sólido	Diamantes negros, perlas, ópalos, aleaciones.

* Las partículas coloidales constituyen la fase dispersa.

** La materia continua en la que se dispersan las partículas coloidales se llama medio dispersante.

*** Las sols que adoptan una forma semisólida, semirígida (por ejemplo, los postres de gelatina, las jaleas de frutas), se llaman gels.

1er. SEMESTRE.

ÁREA I.

UNIDAD XV.

REPASO GENERAL DEL CURSO.

La noción sensible de los estados de la materia es casi obvia. El sólido conserva su forma y su volumen; el líquido resiste a la compresión pero adecúa su contorno al del recipiente. El gas carece de forma o de volumen propios, y depende de las presiones que soporta la vasija que lo contiene.

Existen líquidos de apariencia sólida, como la breca que fluyen con extremada lentitud. Hay también líquidos, como ciertas gelatinas no diluidas, cuya superficie no se mantiene horizontal al inclinar ligeramente el vaso. Los primeros se consideran extremadamente viscosos (rozamiento entre las moléculas), y los segundos, algo rígidos (conexiones estructurales entre sus partes).

Una vez que ya has estudiado durante todo el semestre, tienes las bases necesarias para:

OBJETIVOS.

- 1.- Calcular la potencia consumida por un cuerpo, partiendo de los datos siguientes: masa del cuerpo, velocidad inicial, distancia recorrida y tiempo que tarda en recorrer dicha distancia.
- 2.- Calcular el costo aproximado de una pieza regular de cualquier metal conociendo el precio por Kg. de dicho metal. ®
- 3.- Diferenciar correctamente los términos radiación, convección y transmisión de calor, asimismo explicar ampliamente dichos términos.

Tipo	Fase dispersa*	Medio dispersante**	Ejemplos comunes
Humo	Sólido	Gas	Polvo en el aire
Sol***	Sólido	Líquido	Almidón en agua, jaleas, pinturas
Sol sólido	Sólido	Sólido	Diamantes negros, perlas, ópalos, aleaciones.

* Las partículas coloidales constituyen la fase dispersa.

** La materia continua en la que se dispersan las partículas coloidales se llama medio dispersante.

*** Las sols que adoptan una forma semisólida, semirígida (por ejemplo, los postres de gelatina, las jaleas de frutas), se llaman gels.

1er. SEMESTRE.

ÁREA I.

UNIDAD XV.

REPASO GENERAL DEL CURSO.

La noción sensible de los estados de la materia es casi obvia. El sólido conserva su forma y su volumen; el líquido resiste a la compresión pero adecúa su contorno al del recipiente. El gas carece de forma o de volumen propios, y depende de las presiones que soporta la vasija que lo contiene.

Existen líquidos de apariencia sólida, como la breca que fluyen con extremada lentitud. Hay también líquidos, como ciertas gelatinas no diluidas, cuya superficie no se mantiene horizontal al inclinar ligeramente el vaso. Los primeros se consideran extremadamente viscosos (rozamiento entre las moléculas), y los segundos, algo rígidos (conexiones estructurales entre sus partes).

Una vez que ya has estudiado durante todo el semestre, tienes las bases necesarias para:

OBJETIVOS.

- 1.- Calcular la potencia consumida por un cuerpo, partiendo de los datos siguientes: masa del cuerpo, velocidad inicial, distancia recorrida y tiempo que tarda en recorrer dicha distancia.
- 2.- Calcular el costo aproximado de una pieza regular de cualquier metal conociendo el precio por Kg. de dicho metal. ®
- 3.- Diferenciar correctamente los términos radiación, convección y transmisión de calor, asimismo explicar ampliamente dichos términos.

- 4.- Calcular el calor requerido para pasar del estado sólido al estado gaseoso, cualesquier sustancia que conozcas.
- 5.- Definir los conceptos de la lista 15-A.
- 6.- Enunciar las siguientes leyes: Ley de la conservación de la materia y de la energía, Ley de Boyle, Ley de Charles, Ley Periódica, Ley de las Combinaciones en volumen y Ley de Dalton de las presiones parciales. Así como aplicar estas leyes en la resolución de problemas en las que éstas se apliquen.
- 7.- Escribir correctamente las fórmulas de los compuestos químicos, así como ajustar o balancear ecuaciones químicas.

PROCEDIMIENTO.

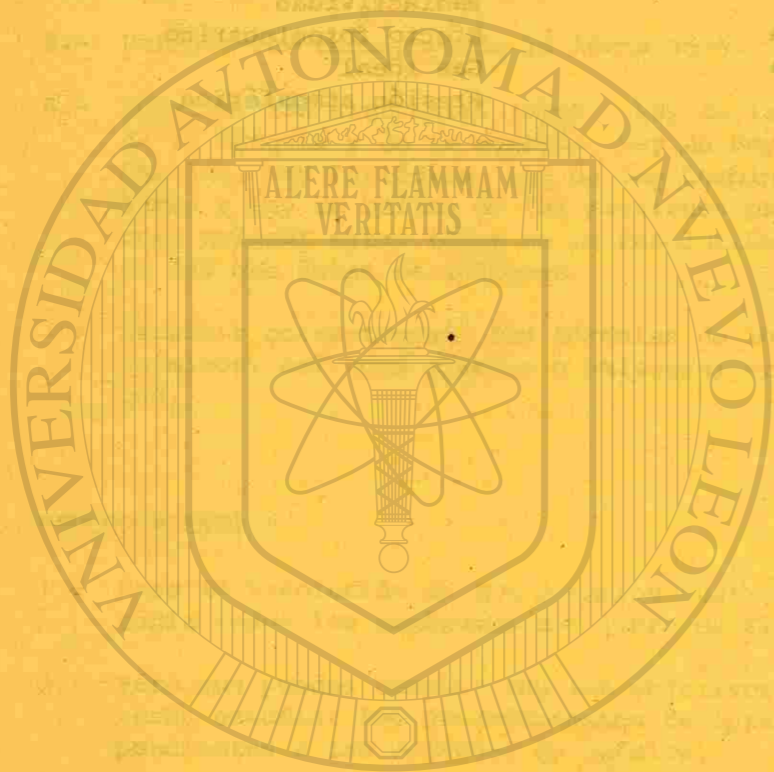
- 1.- Para la resolución de los primeros cuatro objetivos estudia todos los capítulos del libro de Física.
- 2.- Para que puedas cumplir con los objetivos 5, 6 y 7, deberás estudiar los procedimientos de aprendizaje correspondientes a las unidades de química.
- 3.- Cualquier duda que tengas con el material de esta unidad, deberás consultarla con tu maestro o con tus compañeros de clase.

L I S T A 15-A

Mezcla	Líquido
Cambio físico	Alotropía
Cambio químico	Dipolo instantáneo
Elemento	Fuerzas de Van der Waals
Compuesto	Soluto
Isótopos	Disolvente
Mol	Solución acuosa
Densidad	Solución verdadera

Peso atómico relativo
Sólido
Átomo
Molécula
Valencia
Freones

Molaridad
Molalidad
Radiactividad
Efecto fotoeléctrico
Gas ideal
Presión atmosférica



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

BIBLIOGRAFÍA.

QUÍMICA.

Gregory R. Choppin,
Lee Summerlin,
Lynn Jackson.

QUÍMICA GENERAL.

John A. Timm,
Cuarta Edición. Libros McGraw-Hill

INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA.

T. R. Dickson,
Publicaciones Culturales, S.A.
México, D.F. 1976

QUÍMICA GENERAL.

Silabaugh y Parsons,
Editorial Limusa.
México. 1976

LA QUÍMICA DE O'CONNOR.

Harla, S.A. de C.V.
Harla Harper & Row Latinoamericana.
México, Buenos Aires, Bogotá, Sao Paulo.

CIENCIAS NATURALES DOS.

Virgilio Beltrán.
Victoria Andrade.
Ricardo Linarte,
Daffny Rosado.
Editorial Trillas.
México. 1976.



UAN

DAD AUTÓNOMA DE NUEVO

CIÓN GENERAL DE BIBLIOTE