

ANTECEDENTES  
DE  
QUIMICA



LIBRARY OF THE UNIVERSITY OF CHICAGO



FACULTAD DE INGENIERÍA

Derechos Reservados © Primera Publicación 1980  
Facultad de Ingeniería de la Universidad  
Nacional Autónoma de México



El presente material ha sido elaborado por profesores del Departamento de Física. Tiene por objeto, ayudar a los alumnos de primer ingreso a repasar los conceptos de Química que son antecedentes indispensables para los cursos que se imparten en los primeros semestres de la Facultad de Ingeniería.

La estructura de este fascículo está organizada de la siguiente manera:

El contenido temático forma cuatro unidades, la primera de Conceptos Básicos, la segunda de Los Gases y el Mol, la tercera de Comportamiento de los Gases y la cuarta de Ecuación Química y Periodicidad. Con esto se pretende dosificar los contenidos para que se logre un mayor conocimiento y comprensión de la materia, pretendiendo garantizar el cumplimiento de las metas propuestas.

El fascículo cuenta con elementos didácticos que tienen por objeto facilitar el estudio y permitir un mayor aprovechamiento del mismo.

A continuación se presentan dichos elementos, con el fin de que el fascículo se utilice adecuadamente.

En la unidad aparecen:

- a) Objetivos generales.- Indican la conducta que deben lograr los alumnos al finalizar el estudio de la unidad.
- b) Introducción.- Muestra un panorama general del contenido.

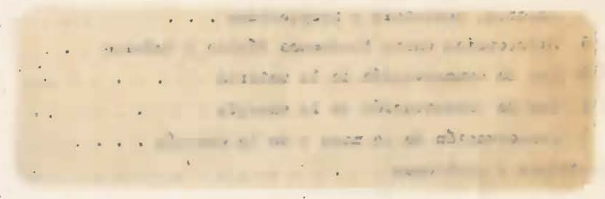
Los elementos didácticos con que cuentan los módulos son:

- a) Cuadro sinóptico.- Que es la síntesis del contenido presentada en forma esquemática.
- b) Objetivos específicos.- Que se desglosan de los objetivos generales de la unidad.
- c) Reactivos y problemas.- Son actividades de aprendizaje que debe realizar el alumno. Tienen el propósito de facilitar la comprensión y la aplicación del contenido. Asimismo le permiten comprobar en qué medida ha logrado los objetivos de aprendizaje propuestos.

Al final del fascículo se encuentran:

- a) Examen de autoevaluación.- Que tiene por objeto que el alumno pueda verificar por cuenta propia si ha alcanzado el mínimo necesario de los objetivos de aprendizaje correspondientes a la unidad.
- b) Soluciones del examen de autoevaluación.- Para comprobar o cotear sus respuestas.
- c) Soluciones de los reactivos y problemas.- En donde se concentran las respuestas de éstos.
- d) Bibliografía básica.- Tiene como finalidad que el alumno consulte y profundice en aquellos temas que requiera.

Se recomienda al estudiante que una vez conocidos los resultados del Examen de Diagnóstico que se practica al inicio del primer semestre sobre Antecedentes de Bachillerato, se dedique con intensidad al estudio de este material. También se le aconseja que para ampliar algún concepto o aclarar dudas específicas sobre Antecedentes de Química, se dirija al Servicio de Asesoría que tiene instalado el Departamento de Física.



## CONTENIDO

### UNIDAD I CONCEPTOS BASICOS

Objetivos generales . . . . .	4
Introducción . . . . .	8

### MODULO 1 LEYES DE CONSERVACION DE MASA Y ENERGIA

Cuadro sinóptico . . . . .	8
Objetivos específicos . . . . .	9
1.1 Importancia del estudio de la Química . . . . .	9
1.2 Diferencia entre Física y Química . . . . .	9
1.3 Materia, sustancia y propiedades . . . . .	10
1.4 Diferencias entre fenómenos Físico y Químico . . . . .	10
1.5 Ley de conservación de la materia . . . . .	11
1.6 Ley de conservación de la energía . . . . .	11
1.7 Conservación de la masa y de la energía . . . . .	12
Reactivos y problemas . . . . .	12

### MODULO 2 NOMENCLATURA QUIMICA

Cuadro sinóptico . . . . .	14
Objetivos específicos . . . . .	14
2.1 Elementos . . . . .	14
2.2 Nomenclatura . . . . .	14
2.3 Simbología . . . . .	15
2.4 Compuestos . . . . .	15
2.5 Fórmulas químicas de los compuestos . . . . .	15
2.6 Mezclas . . . . .	16
2.7 Diferencia entre átomos y moléculas . . . . .	16
2.8 Significado de los símbolos y fórmulas químicas . . . . .	17
Reactivos . . . . .	17

### UNIDAD II LOS GASES Y EL MOL

Objetivos generales . . . . .	18
Introducción . . . . .	18

### MODULO 3 COMPORTAMIENTO DE LOS GASES

Cuadro sinóptico . . . . .	18
Objetivos específicos . . . . .	19
3.1 Efecto de la concentración de un gas en un recipiente . . . . .	19
3.2 Efecto de la temperatura de un gas . . . . .	19
3.3 Ley de Boyle . . . . .	19
3.4 Ley de Gay-Lussac . . . . .	20
3.5 Ley de Charles . . . . .	22
3.6 Hipótesis de Avogadro . . . . .	22
Reactivos y problemas . . . . .	24

### MODULO 4 EL MOL

Cuadro sinóptico . . . . .	26
Objetivos específicos . . . . .	26
4.1 La unidad de masa atómica y las masas atómicas y moleculares relativas . . . . .	26
4.2 El Mol . . . . .	27
4.3 Volumen molar . . . . .	28
4.4 El mol y la determinación de las fórmulas químicas . . . . .	28
4.5 Masa molar de un compuesto a partir de su fórmula . . . . .	29
Reactivos y problemas . . . . .	30

### UNIDAD III ECUACION QUIMICA Y PERIODICIDAD

Objetivos generales . . . . .	32
Introducción . . . . .	32

### MODULO 5 ECUACION QUIMICA Y VALENCIA

Cuadro sinóptico . . . . .	32
Objetivos específicos . . . . .	33
5.1 Concepto de reacción . . . . .	33
5.2 Ecuación química . . . . .	34
5.3 Concepto de valencia y su valor numérico . . . . .	35

5.4 Representación de la valencia . . . . .	36
Reactivos y problemas. . . . .	36

MODULO 6 COMPUESTOS Y PERIODICIDAD

Cuadro sinóptico . . . . .	37
Objetivos específicos. . . . .	37
6.1 Radicales y formación de compuestos . . . . .	37
6.2 Tabla periódica de los elementos y ley periódica. . . . .	39
Reactivos y problemas. . . . .	40

UNIDAD IV ESTRUCTURA ATOMICA DE LA MATERIA

Objetivos generales . . . . .	41
Introducción . . . . .	41

MODULO 7 PARTICULAS SUBATOMICAS

Cuadro sinóptico . . . . .	43
Objetivos específicos . . . . .	43
7.1 El electrón . . . . .	43
7.2 Carga y masa del electrón . . . . .	44
7.3 Efecto fotoeléctrico . . . . .	45
7.4 Radiactividad . . . . .	45
7.5 Radiaciones alfa, beta y gamma . . . . .	45
7.6 Atomo nuclear . . . . .	46
7.7 Isótopos . . . . .	48
7.8 Cálculo de las masas atómicas . . . . .	48
7.9 Concepto moderno de masa atómica, masa molar y mol . . . . .	49
Reactivos y problemas . . . . .	49

MODULO 8 CONCEPTOS DE TEORIA CUANTICA

Cuadro sinóptico . . . . .	50
Objetivos específicos . . . . .	50
8.1 Naturaleza ondulatoria y corpuscular de la luz. Teoría cuántica de Plank . . . . .	50
8.2 Espectro del hidrógeno . . . . .	51
8.3 Modelo del átomo de hidrógeno según Bohr . . . . .	52

8.4 Hipótesis de Louis de Broglie . . . . .	53
8.5 Principio de incertidumbre de Heisenberg . . . . .	53
8.6 Ecuación de onda de Schrodinger. . . . .	53
8.7 Números cuánticos . . . . .	54
8.8 Principio de exclusión de Pauli . . . . .	56
8.9 Configuración electrónica y gráfica de algunos elementos. . . . .	57
8.10 Principio de máxima multiplicidad . . . . .	57
Reactivos . . . . .	58

EXAMEN DE AUTOEVALUACION. . . . .	59
SOLUCIONES AL EXAMEN DE AUTOEVALUACION. . . . .	61
SOLUCIONES A LOS REACTIVOS Y PROBLEMAS. . . . .	60
BIBLIOGRAFIA. . . . .	63



## OBJETIVOS GENERALES

Al finalizar el estudio de esta unidad, el alumno:

- Comprenderá las transformaciones de masa y energía que se presentan en los fenómenos físico y químico, así como las diferencias entre éstos últimos.
- Comprenderá los conceptos de elemento, compuesto y mezcla.
- Interpretará la fórmula química de un compuesto.

## INTRODUCCION

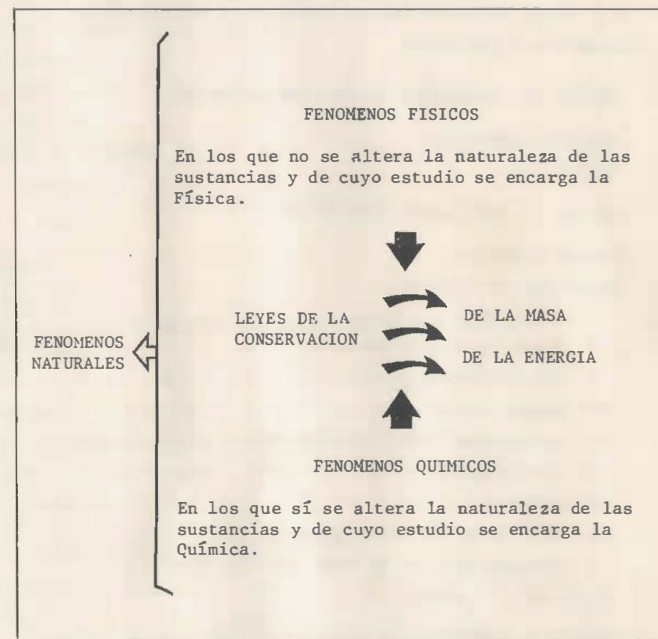
El desarrollo intelectual y tecnológico del hombre durante los últimos cien años ha sido impresionante y el ímpetu actual marca senderos más ambiciosos y fascinantes para el futuro. La prueba la tenemos en la revolución científica que estamos viviendo. La importancia de la ciencia es tal, que se ha convertido en una actividad profesional mucho más estimulante e interesante y el número de científicos ha crecido enormemente.

Debido a que la ciencia afecta nuestra forma de vida en casi todos sus aspectos, es menester que comprendamos su importancia como conocimiento razonado de las cosas, por sus principios y causas.

Una de las ramas de la ciencia, que para el hombre actual tiene un especial interés, es la Química.

En la presente unidad estudiaremos algunos conceptos y leyes que nos permitirán comprender los temas que se tratan en las siguientes unidades.

## CUADRO SINOPTICO



### Objetivos específicos

Al finalizar el estudio de este módulo, el alumno:

1. Distinguirá, de un conjunto de fenómenos, aquéllos que sean de tipo químico y los de índole físico.
2. Enunciará las leyes de conservación de la masa y la energía.
3. Calculará la energía que se obtiene, cuando una masa se transforma en energía de acuerdo a la ecuación de Einstein.

No se conoce bien una molécula o agregado de átomos, ni un cristal iónico o agregado de iones, si no se sabe cómo es su estructura, o sea, cómo están distribuidos sus átomos o sus iones en el espacio.

Para el conocimiento de los átomos se precisa averiguar su estructura electrónica. Para conocer una reacción, transformación de unas sustancias en otras, se precisa saber cómo ocurre este cambio. Por tanto, y esto es importante, hay que "ver" a los elementos y los compuestos en el espacio y "pensar" en la Química tridimensionalmente; puesto que las representaciones en el papel son planas, es conveniente la utilización y el manejo de modelos atómicos de la materia.

La Química, como toda ciencia, ha evolucionado con el tiempo entre equivocaciones y certezas, de modo que las explicaciones de fenómenos y teorías válidas en otras épocas pueden seguir siéndolo, o por el contrario, ser incompletas o inadecuadas en la actualidad. Análogamente, teorías que en el presente se tienen por válidas son susceptibles, en un futuro próximo o lejano, de modificarse o ratificarse.

### 1.2 DIFERENCIA ENTRE FISICA Y QUIMICA

La Física y la Química se ocupan del estudio de las sustancias, las transformaciones que éstas sufren y de las leyes que rigen dichas transformaciones. La Física trata de los cambios que no afectan la naturaleza íntima de las sustancias, en tanto que la Química estudia las transformaciones que sí alteran en su esencia a la materia.

Podríamos definir a la Química como la ciencia que estudia la materia, sus cambios y sus relaciones con la energía, es decir, sus transformaciones diversas producidas por sus reacciones recíprocas y sucesivas o bien por la acción de los agentes naturales como el calor, la luz y la electricidad. Con este fin se estudian los caracteres y propiedades de las sustancias, el modo de obrar que tienen unas con otras y las leyes que rigen y regulan estas acciones y fenómenos o procesos químicos.

#### Ejemplo

Un simple grano de azúcar, puede ser fraccionado en hidrógeno, oxígeno y en carbono. Se ha demostrado que el azúcar nos suministra energía cuando se descompone en el interior de nuestro organismo.

### 1.1 IMPORTANCIA DEL ESTUDIO DE LA QUIMICA

La Química, como rama de las ciencias, no puede escapar de la vida del hombre. La importancia de su estudio, radica en el hecho de que vivimos en un mundo regido por las leyes químicas y de que hacemos uso de procesos y materias producto de la Química todos los días, ya sea para nuestra subsistencia como para nuestro mejoramiento; de aquí el porqué es tan útil como interesante su conocimiento, aunque sea elemental, para poder interpretar los fenómenos de la vida diaria.

Para conocer una sustancia material, es necesario saber cuál es su composición (calidad y cantidad de sus componentes), el modo de unión de las partículas fundamentales constitutivas y la distribución especial de las mismas.

### 1.3 MATERIA, SUSTANCIA Y PROPIEDADES

En forma muy general, materia es todo aquello que ocupa un lugar en el espacio. Esta se presenta en las fases sólida, líquida o gaseosa, haciéndose visible o perceptible por sus manifestaciones de energía, que son de hecho las que impresionan a nuestros sentidos. Cualquiera que sea el estado físico en que se presente, se le puede caracterizar por sus "propiedades generales".

La sustancia es una clase particular de materia que posee, además de las propiedades generales citadas, propiedades específicas definidas. Ver tabla 1, donde se presentan algunas sustancias y el valor de una de sus propiedades específicas.

DENSIDAD DE ALGUNAS SUSTANCIAS

SUSTANCIA	DENSIDAD EN kg/m <sup>3</sup>
Aluminio	$2.7 \times 10^3$
Mercurio	$1.36 \times 10^4$
Platino	$2.14 \times 10^4$
Agua: a 0°C y 1.0 atm.	$1.000 \times 10^3$
a 100°C y 1.0 atm.	$0.958 \times 10^3$
Aire: a 0°C y 1.0 atm.	1.3
a 100°C y 1.0 atm.	0.95
Hielo	$0.92 \times 10^3$

Tabla 1

Cuando las propiedades las presentan una serie de sustancias diferentes como son: la extensión o volumen, el peso, la inercia, la impenetrabilidad, porosidad y divisibilidad, se les llama propiedades generales.

Cuando las propiedades sólo las presenta una sustancia y ésta es reconocida o diferenciada de otras por dichas propiedades, como son: punto de ebullición, la densidad, el punto de fusión, el peso específico, la solubilidad, etc., se les llama propiedades específicas.

Las propiedades generales como las específicas se pueden dividir en: físicas y químicas.

Las propiedades físicas se refieren al modo de existir de las sustancias (estado físico), o las modificaciones que experimentan sin alterar esencialmente su constitución.

Las propiedades químicas son las que toman en cuenta la manera de actuar de unas sustancias con otras y en general, de todas las modificaciones que sufren con alteración esencial de la materia y manifestación de energía.

### 1.4 DIFERENCIA ENTRE FENOMENOS FISICO Y QUIMICO

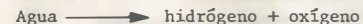
A las modificaciones o cambios que experimentan las sustancias bajo la acción de las diferentes formas de la energía se les llama fenómenos. O sea, todo cambio que se produce en las sustancias es un fenómeno.

En los cambios físicos, no se altera la naturaleza química fundamental de la materia; son meras modificaciones accidentales y algunas desaparecen al cesar la causa que las originó. La congelación del agua es un ejemplo de un cambio físico. El agua líquida y el vapor, tienen básicamente la misma composición química. Cuando se funde el hielo (agua sólida), resulta una sustancia de composición idéntica a la que previamente te estaba congelada.

En los cambios químicos (reacciones químicas), sí se altera la naturaleza fundamental de la sustancia.

#### Ejemplo

La transformación del agua líquida en gas hidrógeno y gas oxígeno.



En este proceso la forma y composición de la materia (agua líquida), sí cambia. Cada uno de los gases en que se descompone el agua tiene su propio conjunto de características (propiedades), muchas de ellas son diferentes entre sí y a su vez, de las del agua. Por medio de una reacción química, el oxígeno y el hidrógeno pueden volver a formar agua.

Otra diferencia importante entre un cambio físico y uno químico es la cantidad de energía que interviene. Los cambios químicos desprenden o absorben mucha más energía que los cambios físicos.

#### Ejemplo

La formación química de 1 g de agua líquida, a partir de los gases hidrógeno y oxígeno, desprende 47 veces más energía que cuando se forma físicamente 1 g de hielo por congelación de agua.



### 1.5 LEY DE CONSERVACION DE LA MATERIA

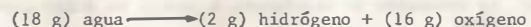
Con auxilio del estudio de los cambios físicos y químicos que puede sufrir la materia, podemos descubrir las leyes fundamentales que describen el comportamiento de la misma.

#### Ejemplos

1. Al descomponer 18 g de agua en los gases hidrógeno y oxígeno, se encuentra que 2 g corresponden al hidrógeno y 16 g al oxígeno.
2. Cuando se congelan 18 g de agua, se encuentra que el hielo también tiene 18 g.

Al observar el comportamiento químico y físico del agua, no se aprecia ningún cambio en la cantidad de materia. Por lo tanto se tiene:

Para el cambio químico:



Para el cambio físico:



Al realizar una serie de experimentos con otras sustancias, sometiendo a cambios químicos y físicos, se observa que la cantidad de materia (cantidad de gramos) de las mismas o de sus elementos, permanece inalterable.

De lo anterior se puede concluir que la materia no se puede destruir, a pesar de que sea sometida a algún cambio químico o físico. Lo anterior no incluye reacciones de fisión nuclear, en las cuales se ha demostrado que se transforman diminutas cantidades de materia, apareciendo en su lugar enormes cantidades de energía. Todas las pruebas precedentes quedan resumidas en una ley fundamental de la naturaleza:

La materia no se puede crear ni destruir.

Postulado que se conoce como la Ley de Conservación de la Materia.

### 1.6 LEY DE CONSERVACION DE LA ENERGIA

Bajo el nombre de energía se comprende el principio de actividad que tiende a hacer cambiar las propiedades de las sustancias; en otras palabras podemos decir que la energía es la capacidad que tiene una sustancia cualquiera para realizar un cambio determinado.

Algunas clases de energía son: la radiante, la gravitatoria, la mecánica, la de cohesión, la térmica, la lumínica, la eléctrica, la química, etc.. Cualquiera de estas formas de energía se transforma en otra (s), terminando así transformaciones químicas o físicas.

#### Ejemplos

1. La combustión de la mezcla aire-gasolina en el motor de un auto móvil, transforma la energía química en energía en forma de calor y en energía mecánica.
2. Al pasar la electricidad por el filamento de una lámpara incandescente, transforma la energía eléctrica en energía en forma de calor y en energía lumínica.
3. En un cambio químico, las sustancias antes o después de reaccionar, tienen almacenada en forma potencial, la energía cinético-molecular que es puesta en juego en el momento de cualquier combinación. Parte de esa energía se manifiesta como energía en forma de calor y parte en energía luminosa.
4. Para fundir 18 g de hielo a 0°C se requiere entregarle exactamente la misma cantidad de energía en forma de calor que la que se tendría que retirar para congelar 18 g de agua a 0°C. De manera similar, al convertir 18 g de agua en 16 g de oxígeno y 2 g de hidrógeno, se absorbe la misma cantidad de energía que la desprendida al formarse 18 g de agua a partir de 16 g de oxígeno y 2 g de hidrógeno.

La suma de todas las formas de energía mencionadas en los ejemplos anteriores se mantiene constante durante su transformación.

De observaciones como las anteriores, los científicos pudieron expresar en forma de ley fundamental para los procesos químicos la Ley de Conservación de la Energía. La cual puede expresarse de manera general como:

La energía no se crea ni se destruye, solamente se transforma y cuando se transforma, la cantidad total de energía se conserva.

Esta ley que es uno de los descubrimientos más importantes de la ciencia, también es conocida por algunos autores como la primera ley de la Termodinámica y, se da por cierta, puesto que todos los intentos por demostrar lo contrario han fracasado.

## 1.7 CONSERVACION DE LA MASA Y DE LA ENERGIA

Ciertos procesos, en los que están involucrados los núcleos atómicos, están gobernados por una ley aún más básica que las leyes de conservación de la masa y de la energía y que combina a estas dos y a la cual se le denomina:

Ley de Conservación de la Masa y la Energía.

Debe hacerse hincapié, que en todo proceso químico la masa y la energía se conservan por separado, tal como se enuncia en cada una de las leyes mencionadas en los párrafos anteriores.

Albert Einstein fue el primero en descubrir que las leyes de conservación de la masa y de la energía no siempre se cumplen por separado; pero sí lo hacen de manera combinada. A partir de la teoría de la relatividad, Einstein dedujo una relación matemática entre la masa y la energía:

$$E = mc^2$$

Donde:

E representa la energía  
m la masa  
c la velocidad de la luz

Esta relación es significativa sólo cuando están involucradas cantidades enormes de energía.

Ejemplo

Si la velocidad de la luz  $c$  en el vacío es de  $3 \times 10^8 \frac{m}{s}$ , (en el aire se tendría aproximadamente la misma), ¿cuánta energía se obtendría en la transformación de un gramo de materia?

$$E = 1 \times 10^{-3} \times (3 \times 10^8)^2 \frac{kg \cdot m^2}{s^2}$$

$$E = 9 \times 10^{13} \frac{kg \cdot m^2}{s^2} = 9 \times 10^{13} \text{ joule}$$

Así la energía encontrada al convertir 1 g de materia, es tan grande que podría suministrar durante un año la energía eléctrica requerida para unas 5000 casas habitación.

## Reactivos

Seleccione la respuesta correcta de cada una de las siguientes cuestiones, escribiendo la letra correspondiente en los paréntesis de la derecha.

1. Un ejemplo de fenómeno físico es.....( )
  - a) Descomposición del azúcar en hidrógeno, oxígeno y carbono.
  - b) La formación de agua, partiendo de hidrógeno y oxígeno.
  - c) La ebullición del agua.
2. Un ejemplo de fenómeno químico es.....( )
  - a) La aceleración de un cuerpo.
  - b) La obtención de hidrógeno, a partir de ácido clorhídrico y zinc.
  - c) La congelación del agua.
3. Magnitud física que se ha comprobado experimentalmente se mantiene constante en cualquier fenómeno natural.....( )
  - a) La densidad
  - b) El volumen
  - c) La energía
4. Magnitudes físicas relacionadas por Einstein y cuya cantidad total se mantiene constante aún en fenómenos de fisión nuclear.....( )
  - a) Peso y energía
  - b) Energía y masa
  - c) Masa y densidad

## Problema

5. El suministro diario de energía eléctrica a una ciudad es de  $6 \times 10^{10}$  joule. Calcule la masa que habría que transformar totalmente en energía para garantizar el suministro durante un mes.....( )

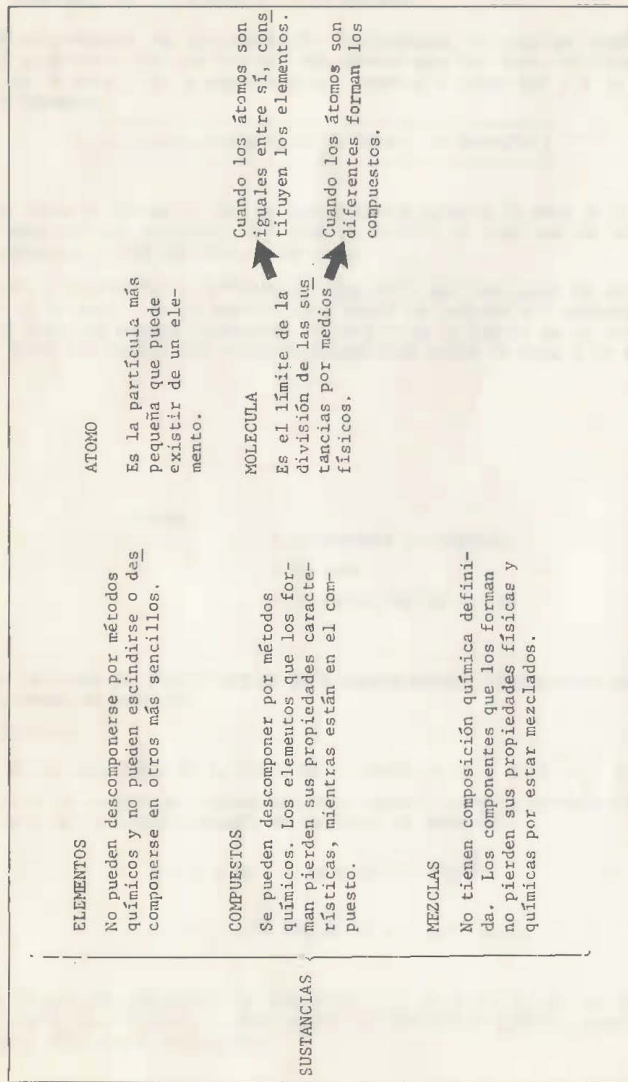
a)  $m = 20 \times 10^{-6}$  kg

b)  $m = 10^8$  kg

c)  $m = 10^{-3}$  kg

d)  $m = 10^5$  kg

CUADRO SINOPTICO



Objetivos específicos

- Al finalizar el estudio de este módulo, el alumno:
1. Explicará el concepto de elemento químico y dará algunos ejemplos, representándolos con la simbología apropiada.
  2. Explicará la diferencia que existe entre un compuesto y una mezcla, así como la interpretación de la fórmula química de un compuesto.
  3. Explicará la diferencia existente entre un átomo y una molécula dando ejemplos.
  4. Interpretará la fórmula química de un compuesto explicando el significado de los símbolos y los subíndices.

2.1 ELEMENTOS

A las sustancias elementales que no pueden escindirse o descomponerse en otras más sencillas, por ningún cambio químico, se les llaman elementos.

Ejemplos

oxígeno	hidrógeno	nitrógeno
hierro	oro	cobre

2.2 NOMENCLATURA

Con el objeto de que los elementos tengan un nombre universalmente aceptado, se ha recurrido al Latín o al Griego para hacer su designación. Dicho nombre corresponde de ordinario a algunas de sus propiedades ca-



racterísticas, como: hidrógeno (hidro, agua y genos, generación) generador de agua, mercurio (hidrargirio: hidro, líquido y argiros, metal blanco, plata) plata líquida.

También se han nombrado algunos elementos como distinción de algunos países, por ejemplo el germanio y el galio; así mismo otros han recibido el nombre de algunos astros como el selenio y el telurio.

### 2.3 SIMBOLOGIA

La representación actual de los elementos se debe a Berzelius, químico sueco, quien en 1811, propuso representar a los diversos elementos con la letra "mayúscula inicial" de su nombre, así:

phosphorus = P = fósforo
kalium = K = potasio
sulfur = S = azufre

Como hay varios elementos cuyos nombres comienzan con la misma letra, se convino en añadir en tales casos, una letra minúscula tomada de la primera o segunda sílaba del nombre, esto es:

cuprum = Cu = cobre
natrium = Na = sodio
aurum = Au = oro
plumbum = Pb = plomo
chromium = Cr = cromo
stibium = Sb = antimonio

Todas las letras que representan convencionalmente a los elementos se llaman "símbolos" y éstos, cuando más, constan de dos letras.

### 2.4 COMPUESTOS

De todas las sustancias existentes en la naturaleza, casi un centenar son elementos. El resto son combinaciones de estos elementos en diversas proporciones, formando los "compuestos". Los compuestos pueden de

finirse como la agrupación de dos o más sustancias simples (elementos) en íntima unión, con propiedades enteramente diferentes de los componentes o elementos originales. En otras palabras, son las sustancias que por medios químicos pueden ser descompuestas en dos o más de carácter más simple.

#### Ejemplo

El azúcar pura es un compuesto formado por tres elementos carbono, hidrógeno y oxígeno, combinados químicamente. Las propiedades del compuesto (azúcar), como el color, olor, sabor, forma y capacidad para disolverse en el agua, son muy diferentes a las propiedades de los elementos hidrógeno, oxígeno (gaseoso) y las del carbono negro e insoluble de que está formado el compuesto (azúcar).

Las características de los compuestos son las siguientes:

- La relación entre sus componentes siempre es constante para cada especie química definida o compuesto; está regida por la ley de Proust.
- Al formarse, siempre hay una manifestación energética, (absorción y/o desprendimiento de alguna forma de energía: calor, luz o electricidad).
- Sus componentes no pueden separarse por simples medios físicos, sino sólo por medios químicos.
- Son sustancias homogéneas y por lo tanto, dada la uniformidad de su masa, sus componentes no son visibles aun ni con los microscopios más potentes.
- Sus componentes, como se anotó, han perdido sus propiedades originales y al verificarse la combinación, la nueva sustancia tiene propiedades completamente diferentes a las de las sustancias que le dieron origen. En otras palabras, en un compuesto, los elementos que lo forman deben estar unidos químicamente.

### 2.5 FORMULAS QUIMICAS DE LOS COMPUESTOS

Los compuestos se representan por fórmulas que constan de los símbolos de los elementos que los constituyen, colocados uno a continuación del otro.

#### Ejemplos

La fórmula para el óxido de zinc, un compuesto de zinc y oxígeno, es  $ZnO$ .

La del amoníaco, compuesto de nitrógeno e hidrógeno, es  $NH_3$ .



La del carburo de calcio, compuesto de carbono y calcio, es  $\text{CaC}_2$

La del hidróxido de sodio, es  $\text{NaOH}$ .

## 2.6 MEZCLAS

Cuando dos o más sustancias se unen para formar una tercera, se obtienen las mezclas. Muchas de las sustancias que se manejan diariamente son mezclas.

Ejemplos

La tierra	el aire	el papel
el petróleo	la leche	la mayoría de los metales

Las características esenciales de las mezclas son:

- La relación entre los constituyentes que las forman es variable (no siguen la ley de Proust o de las proporciones fijas).
- En general, al producirse no se manifiesta absorción o desprendimiento de energía alguna, (calor, luz, electricidad).
- Sus constituyentes pueden separarse por acción de disolventes adecuados o por simples medios mecánicos o físicos.
- Los constituyentes que las forman, conservan por separado, íntegras todas sus propiedades originales. En otras palabras, los constituyentes que forman una mezcla no están unidos químicamente.

Todas las soluciones son ejemplos de mezclas homogéneas, ya que todas sus partes constituyentes están distribuidas de manera totalmente uniforme.

Ejemplo

La sal disuelta en agua es una de ellas.

En las mezclas heterogéneas las partes constituyentes no están distribuidas uniformemente.

Ejemplo

Agua y piedras

Las operaciones destinadas a separar las mezclas son numerosas y entre las más generales y usadas pueden citarse: la decantación, la filtración, la evaporación, la destilación, la distinta solubilidad, la sublimación y la centrifugación.

Una mezcla de sal y arena se puede separar mediante la adición de agua. La sal se disuelve formando una solución acuosa y la arena se deposita en el fondo (decantación). La solución puede vertirse en otro recipiente; calentarse para expulsar el agua y recuperar así la sal sólida original (evaporación).

El alcohol y el agua, en solución, pueden separarse aprovechando que tienen diferentes puntos de ebullición. Al calentarse la mezcla el alcohol se elimina primero debido a que su punto de ebullición es inferior al del agua. Este proceso se llama destilación.

## 2.7 DIFERENCIA ENTRE ATOMOS Y MOLECULAS

Un átomo es la partícula más pequeña que puede existir como elemento y que puede entrar en una combinación química. Es decir que el átomo es el límite de la división de las sustancias por medios químicos. Los átomos de los elementos se representan por su símbolo químico.

La hipótesis atómica de la materia admite que cada elemento está formado por partículas de tamaño extraordinariamente pequeño, aunque finito, determinado y determinable, de naturaleza idéntica a la del elemento, pero diferentes entre sí de un elemento a otro. Estas partículas fueron llamadas átomos del griego a-privativa y tomé-división.

Con ésto no quiere indicarse que no sean divisibles por algún medio, si no que solo se afirma que:

tales partículas intervienen en toda reacción química como un todo indivisible o inalterable y no fraccionadamente.

Las moléculas están formadas por agrupaciones de átomos, que si son iguales entre sí constituyen los elementos; pero si los átomos son diferentes forman los llamados compuestos. Las moléculas se representan por fórmulas.

La molécula es la cantidad de sustancia más pequeña que puede existir libre por sí misma, esto es en forma independiente.

Las moléculas sólo pueden dividirse por medios químicos en sus componentes, los átomos.

## Ejemplo

Una molécula de agua  $H_2O$ , puede dividirse en 2 átomos de hidrógeno (H) y 1 átomo de oxígeno (O). Obviamente cuando se divide, ya no continúa siendo la misma sustancia, ya que los átomos en que se dividió no tienen las propiedades químicas, ni físicas del agua.

En síntesis una molécula es la parte más pequeña de una sustancia que puede existir como compuesto y todavía conserva las propiedades de ese compuesto.

## 2.8 SIGNIFICADO DE LOS SIMBOLOS Y FORMULAS QUIMICAS

Los símbolos son la expresión escrita de los átomos de los elementos.

Las fórmulas son las representaciones escritas de las moléculas de los compuestos o de los elementos en estado molecular, éstas reúnen dos o más átomos de elementos iguales o diferentes, que forman la molécula de un elemento o de un compuesto.

## Ejemplos

De la reunión de dos o más elementos iguales tenemos:  $O_2$  (oxígeno),  $H_2$  (hidrógeno),  $N_2$  (nitrógeno),  $P_4$  (fósforo),  $Br_2$  (bromo), etc..

De la reunión de dos o más elementos diferentes tenemos:  $H_2SO_4$  (ácido sulfúrico),  $H_2O$  (agua),  $HCl$  (cloruro de hidrógeno),  $NaOH$  (hidróxido de sodio),  $KCl$  (cloruro de potasio),  $Al_2O_3$  (óxido de aluminio).

Nótese que en la fórmula, aparte de indicarnos qué elementos están combinados en el compuesto, nos dice cuánto hay de cada uno. Lo anterior se cuantifica con el subíndice que aparece abajo y a la derecha del elemento.

En la fórmula  $H_2SO_4$  se está indicando que es un compuesto formado por 2 átomos de hidrógeno, 1 átomo de azufre y 4 átomos de oxígeno;  $NaOH$ , representa un compuesto formado por 1 átomo de sodio, 1 átomo de oxígeno y 1 átomo de hidrógeno, etc..

Cuando en una fórmula, algún radical unión de dos o más elementos, se encuentra encerrado en un paréntesis, y fuera de él algún subíndice, éste afecta como coeficiente a todos los símbolos del radical que tengan o no subíndice propio.

## Ejemplo

$Bi(NO_3)_3$  representa una molécula de un compuesto formado por 1 átomo de bismuto y 3 radicales de  $NO_3$  o lo que es lo mismo, 3 átomos de nitrógeno y 9 átomos de oxígeno.

Cuando se quiere expresar más de una molécula de un elemento o compuesto se antepone a la fórmula un número que indica el número de veces que ha de tomarse en cuenta.

## Ejemplo

$5O_2$ , representa 5 moléculas de oxígeno;  $4NaCl$ , representa 4 moléculas de cloruro de sodio;  $3H_2SO_4$ , representa 6 átomos de hidrógeno, 3 átomos de azufre y 12 átomos de oxígeno.

## Reactivos

Seleccione la respuesta correcta a cada pregunta escribiendo la letra correspondiente en el paréntesis de la derecha.

- Nombre que reciben las sustancias que no se pueden descomponer en otras más simples.....( )
  - Compuesto
  - Mezcla
  - Elemento
- Ejemplo de un compuesto.....( )
  - El aire
  - Óxido de zinc
  - Arena y agua
- Un ejemplo de molécula es.....( )
  - H
  - $O_2$
  - N
- Compuesto formado por 1 átomo de bismuto, 3 de nitrógeno y 9 de oxígeno .....( )
  - $Bi(NO_3)_3$
  - $BiNO_3$
  - $Bi_3N_3O_9$
- Compuesto formado por 2 átomos de hidrógeno, 4 de oxígeno y 1 de azufre .....( )
  - $H_2(SO)_4$
  - $H_2O_2S$
  - $H_2SO_4$

## OBJETIVOS GENERALES

Al finalizar el estudio de esta unidad, el alumno:

- Analizará el comportamiento de los gases aplicando para ello las leyes de Boyle, Gay-Lussac, Charles y Avogadro.
- Explicará los conceptos de mol, número de Avogadro y el de volumen molar y la relación existente entre ellos.
- Determinará la fórmula de un compuesto y su masa molar a partir de datos de los elementos constituyentes.

## INTRODUCCION

Al examinar con detenimiento las fases de la materia: sólida, líquida y gaseosa, podremos poner de manifiesto determinadas semejanzas y diferencias en sus propiedades; veamos algunas de ellas.

En la fase sólida la materia tiene formas y volúmenes definidos. La materia en fase líquida tiene volúmenes definidos pero siempre toma la forma del recipiente que la contiene.

Así, la diferencia entre las fases sólida y líquida de la materia es que en fase líquida, ésta carece de forma definida; su semejanza estriba en que sus volúmenes son definidos.

La materia en fase gaseosa, a la que denominaremos simplemente gas, no tiene volumen definido, pues los átomos y moléculas que la constituyen, tienden a ocupar cualquier volumen al que tengan acceso, independientemente de su forma.

El análisis de estas observaciones sugieren que las moléculas del gas están muy separadas unas de otras; ejercen poca influencia entre sí y es tan dotadas de movimientos rectilíneos rapidísimos.

El choque mutuo las obliga a cambiar continuamente de dirección y la colisión con las paredes del volumen o recipiente que contiene al gas origina lo que se conoce con el nombre de presión del gas.

## CUADRO SINOPTICO

COMPORTA- MIENTOS DE LOS GASES	LEY DE BOYLE	Si la temperatura de un gas se mantiene constante, cuando se aplican diversas presiones a dicho gas, adquiere volúmenes que varían en razón inversa a la presión aplicada.
		Modelo Matemático
		Donde: $P V = C$
		$C = \text{constante}$
	LEY DE GAY-LUSSAC	Si la presión de un gas permanece constante, su volumen es directamente proporcional a su temperatura absoluta.
		Modelo Matemático
		$\frac{V}{T} = C_1$
		$C_1 = \text{constante}$
	LEY DE CHARLES	Si el volumen de un gas permanece constante, la presión ejercida por el gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta.
		Modelo Matemático
		$\frac{P}{T} = C_2$
		$C_2 = \text{constante}$
	LEY DE AVOGADRO	Dos gases a volúmenes iguales a la misma presión y temperatura, contienen igual número de moléculas.
		Condiciones:
		$P_1 = P_2$
		$V_1 = V_2$
		$T_1 = T_2$

Objetivos específicos

Al finalizar el estudio de este módulo, el alumno:

1. Aplicará las leyes de Boyle, Gay-Lussac y Charles en el cálculo de la temperatura, la presión o el volumen de un gas, de acuerdo a las condiciones a las que sea sometido.
2. Explicará la hipótesis de Avogadro y su utilidad en el establecimiento de las fórmulas químicas.



FACULTAD DE INGENIERIA

## 3.1 EFECTO DE LA CONCENTRACION DE UN GAS EN UN RECIPIENTE

Un gas encerrado en un recipiente contiene cierto número de moléculas. Al duplicar el número de moléculas, es decir, si duplicamos la concentración de las mismas en el recipiente manteniendo constante las demás propiedades, la presión del gas ejercida sobre las paredes de su recipiente se duplica.

## Ejemplo

Si 1 g de nitrógeno gaseoso ejerce una presión de 1 bar en determinado recipiente, 2 g de nitrógeno gaseoso ejercerán una presión de 2 bar en el mismo recipiente a la misma temperatura. Ya que 1 g de nitrógeno gaseoso contiene un determinado número de moléculas, 2 g deben contener doble número de moléculas.

## 3.2 EFECTO DE LA TEMPERATURA EN UN GAS

En un gas podemos modificar la velocidad de sus moléculas, mediante una transferencia de energía, y con esto se consigue una variación en la temperatura del gas. A medida que se modifica la velocidad de las moléculas, el número de colisiones por minuto sobre la pared del recipiente varía, dando por resultado que la presión se modifique. En otras palabras, al aumentar la velocidad molecular, por la adición de energía y elevarse la temperatura del gas, la presión del gas en el recipiente aumenta. Por el contrario, al disminuir la velocidad molecular, por retiro de energía y disminuir la temperatura del gas, la presión del gas en el recipiente disminuye.

## 3.3 LEY DE BOYLE

La presión atmosférica se mide con el barómetro y puede expresarse en milímetros de mercurio. La presión normal al nivel del mar equivale a 760 mm de mercurio y recibe el nombre de presión estándar o normal, (presión estándar = 760 mm de Hg = 1 atmósfera = 1.013 bar).

Robert Boyle en 1660, estudió el efecto de las variaciones de presión sobre los volúmenes de los gases. Encontró que manteniendo constante la temperatura, un volumen gaseoso a 760 mm de Hg (1 atm) de presión, mide 200 cm<sup>3</sup>; al duplicar la presión sobre dicho gas el volumen disminuyó a 100 cm<sup>3</sup>; al aplicar al gas una presión de 0.5 atm el volumen del gas aumentó a 400 cm<sup>3</sup>.

De estos resultados se puede observar que el producto de la presión P, por el volumen del gas V, siempre es el mismo. El resultado anterior lo enunció así Boyle:

manteniendo constante la temperatura, el volumen de un gas es inversamente proporcional a la presión que soporta.

Matemáticamente la ley de Boyle se escribe

$$PV = C$$

Donde:

P = presión

V = volumen

C = constante

G-702718

Podemos graficar los resultados experimentales, llevando a un sistema de coordenadas los valores de presión y volumen. Se puede notar que la forma de la curva es característica de una proporción inversa (hipérbola equilátera).



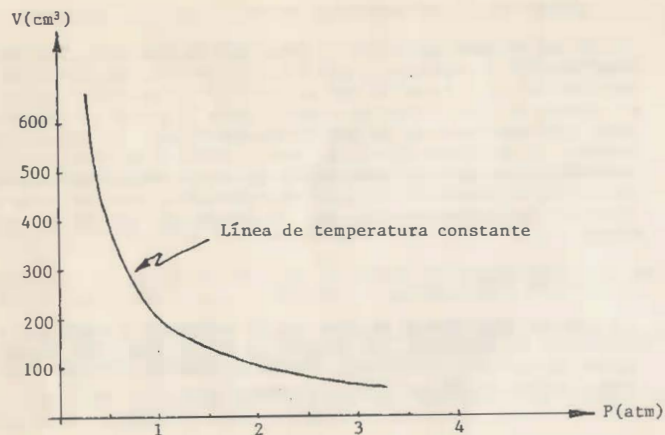


Figura 1

Gráfica que ilustra la relación inversa entre la presión y el volumen de un gas como lo indica la ley de Boyle.

Basándonos en la ley de Boyle, se puede encontrar fácilmente el volumen resultante de un gas a cualquier presión.

#### Ejemplo

Si  $25 \text{ cm}^3$  de cierto gas están sometidos a  $753 \text{ mm Hg}$  de presión. Hallar el volumen de este gas si es sometido a  $760 \text{ mm Hg}$  de presión, manteniendo constante su temperatura.

#### Solución

De acuerdo con la ley de Boyle, el producto de la presión por el volumen es una constante, por lo que podemos escribir:

Para las condiciones iniciales

$$P_1 V_1 = 25 \times 753 = C$$

y para las condiciones finales

$$P_2 V_2 = V_2 \times 760 = C$$

Como  $PV = \text{constante}$ , se tiene

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

despejando al volumen final

$$V_2 = \frac{P_1 V_1}{P_2} = \frac{753 \times 25}{760} = 24.77 \text{ cm}^3$$

### 3.4 LEY DE GAY-LUSSAC

Joseph Louis Gay-Lussac midió el coeficiente de dilatación cúbica con respecto a la temperatura de cierto número de gases distintos, manteniendo constante la presión durante sus experimentos, lo cual era esencial, ya que si no lo hacía así, las variaciones de volumen debidas a los cambios de presión no le hubieran permitido conocer las variaciones de volumen debidas únicamente a los cambios de temperatura.

En el dispositivo usado por Gay-Lussac para estudiar el efecto de la temperatura sobre el volumen de un gas, encontró que al aumentar la temperatura del mismo aumentaba el volumen y al disminuir la temperatura, el volumen se reducía.

Los resultados experimentales pueden expresarse por la siguiente relación:

$$V = V_0 [1 + \beta (T - T_0)]$$

Donde:

$V_0$  es el volumen a una temperatura de referencia  $T_0$  y  $V$  el volumen a la temperatura  $T$ .  $\beta$  es el coeficiente de dilatación volumétrica, expresado en recíproco de la unidad de temperatura, su valor numérico depende de la escala que se utilice (Celsius, Fahrenheit, etc.) y de la temperatura de referencia  $t_0$ .

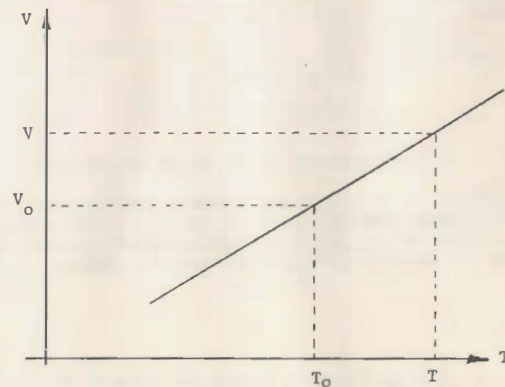


Figura 2

Variación del volumen de un gas al cambiar su temperatura, manteniendo constante su presión.



Si tomamos como temperatura de referencia la de  $0^{\circ}\text{C}$ , la ecuación se convierte en:

$$V = V_0(1 + \beta_0 T)$$

Donde:

$\beta_0$  indica que la temperatura de referencia es  $0^{\circ}\text{C}$ .

El primer punto de interés observado por Gay-Lussac, es que el volumen es función de la temperatura.

El segundo punto es que midiendo  $\beta_0$  para un cierto número de gases en series de medidas efectuadas a diferentes presiones, encontró que cuanto más baja es la presión, con mayor aproximación coinciden los valores de  $\beta_0$  para los distintos gases.

Extrapolando dichas series de medidas hasta la presión cero, se obtiene el siguiente valor común a todos los gases.

$$\beta_0 = 0.00366 \text{ por grado centígrado}$$

El valor 0.00366 es aproximadamente igual a  $\frac{1}{273}$  lo que indica que el volumen de un gas, a presión constante, aumenta  $\frac{1}{273}$  de un valor inicial por cada grado que se incremente su temperatura. En otras palabras, al mantener constante la presión de un gas, su volumen es proporcional a su temperatura.

Los hechos anteriores constituyen la ley de Gay-Lussac, la cual matemáticamente se expresa de la siguiente forma:

$$\frac{V}{T} = C_1$$

Donde:

V es el volumen del gas

T es la temperatura absoluta del gas

$C_1$  es una constante

La relación lineal entre volúmenes y temperaturas absolutas, está representada en la siguiente figura.

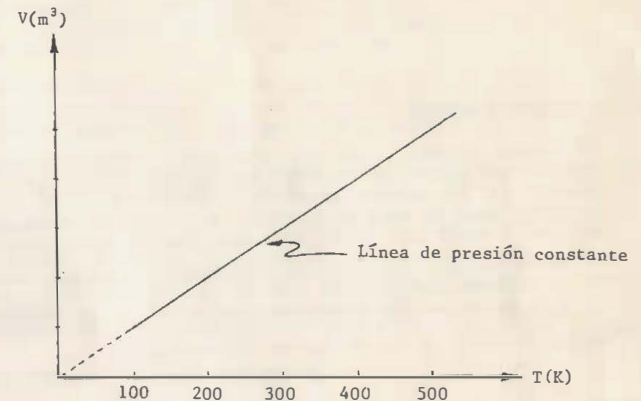


Figura 3  
Representación gráfica de la ley de Gay-Lussac

Ejemplo

Una muestra de nitrógeno gaseoso ocupa  $20 \text{ cm}^3$  a una temperatura de  $27^{\circ}\text{C}$  y a una presión de 800 bar. Hallar el volumen ocupado por la muestra de  $0^{\circ}\text{C}$  y 800 bar.

Solución

Debemos convertir las temperaturas centígradas en temperaturas absolutas (escala Kelvin).

Para las condiciones iniciales de la muestra de gas, escribimos:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{20 \times 10^{-6}}{(27 + 273)} = C_1 \frac{\text{m}^3}{\text{K}}$$

Para las condiciones finales de la muestra, escribimos:

$$\frac{V_2}{(0 + 273)} = \frac{V_2}{(0 + 273)} = C_1$$

$$\frac{V_2}{(0 + 273)} = \frac{20 \times 10^{-6}}{(27 + 273)}$$

o bien

$$V_2 = \frac{273 \times 20 \times 10^{-6}}{(27 + 273)} = 18.2 \times 10^{-6} \text{ m}^3$$

$$V_2 = 18.2 \text{ cm}^3$$

### 3.5 LEY DE CHARLES

El francés Jacques A. Charles (1746-1823), independientemente de los trabajos realizados por su coterráneo Joseph L. Gay-Lussac (1778-1850), encontró que al mantener constante el volumen de un gas y entregarle o retirarle energía, para calentarlo o enfriarlo, la temperatura y presión del gas se modifican. Este hecho experimental puede enunciarse como:

a volumen constante, la presión ejercida por un gas aumenta o disminuye en proporción directa a la variación de su temperatura absoluta.

Matemáticamente la ley de Charles se escribe:

$$\frac{P}{T} = C_2$$

Donde:

P = presión del gas

T = temperatura absoluta del gas

C<sub>2</sub> = una constante

La figura 4 representa la gráfica del experimento de Charles, donde la línea mostrada es una isócora, es decir, una línea de volumen constante.

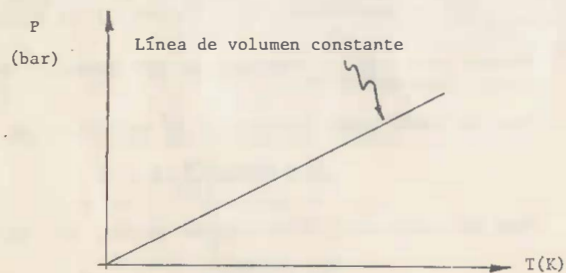


Figura 4

Representación gráfica de la Ley de Charles.

### Ejemplo

La presión de la llanta de un automóvil medida a 20°C es de 1.7 bar. Después de rodar, la presión aumentó 0.5 bar. Hallar la temperatura de la llanta después de rodar, suponiendo que la presión atmosférica no varía y que la llanta es rígida.

### Solución

Para las condiciones iniciales, podemos escribir:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{1.7}{(20 + 273)} = C_2$$

Para las condiciones finales:

$$\frac{P_2}{T_2} = \frac{(1.7 + 0.5)}{T_2} = C_2$$

$$\frac{1.7}{(20 + 273)} = \frac{(1.7 + 0.5)}{T_2}$$

es decir:

$$T_2 = 293 \frac{(2.2)}{1.7} = 379.2 \text{ K}$$

$$T_2 = 379.2 \text{ K} = 106.2^\circ\text{C}$$

### 3.6 HIPOTESIS DE AVOGADRO

El científico italiano Amadeo Avogadro en 1811, planteó una importante hipótesis que lleva su nombre y en que supuso que:

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

De acuerdo con la hipótesis anterior, a la misma presión y temperatura: 1000 cm<sup>3</sup> (1 litro) de amoníaco, 1000 cm<sup>3</sup> (1 litro) de oxígeno ó 1000 cm<sup>3</sup> (1 litro) de cualquier otro gas contendrán el mismo número de moléculas.

Determinemos la cantidad de materia (masa), en gramos, de volúmenes iguales (1 litro) de diferentes gases. Esto lo podemos hacer en el laboratorio con una balanza de precisión. Los resultados para algunos gases a condiciones estándar se concentran en la siguiente tabla:

GAS		MASA (g)
Amoniaco	NH <sub>3</sub>	0.760
Oxígeno	O <sub>2</sub>	1.427
Hidrógeno	H <sub>2</sub>	0.089
Nitrógeno	N <sub>2</sub>	1.253

Para explicar la diferencia en g que se obtuvo al calcular la masa de cada uno de los volúmenes gaseosos propuestos, se pueden formular dos hipótesis:

- A. Todas las moléculas de los gases tienen la misma cantidad de materia (masa), pero el número de ellas por unidad de volumen (m<sup>3</sup>, litro, etc.) es diferente para cada clase de gas.
- B. El número de moléculas es el mismo para cada gas en la unidad de volumen (m<sup>3</sup>, litro, etc.), por lo tanto la cantidad de materia (masa), de las moléculas individuales es diferente en cada clase de gas.

El número de moléculas de cada volumen propuesto lo podemos calcular, si dividimos la masa determinada experimentalmente entre la masa de cada molécula. La masa de cada molécula de todas las sustancias, ya ha sido determinada. Para los gases propuestos:

masa de una molécula de amoníaco (NH<sub>3</sub>) es:  $2.82 \times 10^{-23}$  g

masa de una molécula de oxígeno (O<sub>2</sub>) es:  $5.32 \times 10^{-23}$  g

masa de una molécula de hidrógeno (H<sub>2</sub>) es:  $0.33 \times 10^{-23}$  g

masa de una molécula de nitrógeno (N<sub>2</sub>) es:  $4.64 \times 10^{-23}$  g

Si llamamos n al número de moléculas de cada gas, obtenemos:

amoníaco (NH<sub>3</sub>) .....  $n = \frac{0.76 \text{ g}}{2.82 \times 10^{-23} \text{ g}} = 2.695 \times 10^{22}$

oxígeno (O<sub>2</sub>) .....  $n = \frac{1.427 \text{ g}}{5.31 \times 10^{-23} \text{ g}} = 2.687 \times 10^{22}$

hidrógeno (H<sub>2</sub>) .....  $n = \frac{0.089 \text{ g}}{0.33 \times 10^{-23} \text{ g}} = 2.696 \times 10^{22}$

nitrógeno (N<sub>2</sub>) .....  $n = \frac{1.253 \text{ g}}{4.64 \times 10^{-23} \text{ g}} = 2.699 \times 10^{22}$

Los resultados obtenidos desmienten nuestra hipótesis A y confirman la hipótesis B.

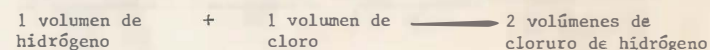
Es un hecho que la hipótesis de Avogadro surgió del conflicto aparente entre la teoría atómica de John Dalton (1766-1844) y la ley de los volúmenes de Gay-Lussac.

El estudio profundo de esta importante hipótesis sale evidentemente del propósito de este trabajo, pero se ha confirmado experimentalmente de muy diferentes maneras, por lo mismo se ha convertido en ley.

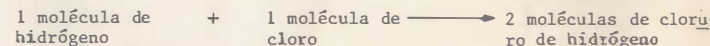
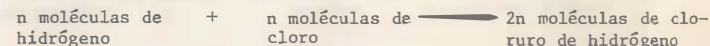
Podríamos tratar de entender la ley de Avogadro, si también analizamos lo que sucede en un fenómeno químico.

Ejemplo

Al combinar un volumen de hidrógeno (H<sub>2</sub>) con un volumen de cloro (Cl<sub>2</sub>) el compuesto resultante será cloruro de hidrógeno; es decir:



De acuerdo con la ley de Avogadro:



Por lo tanto, cada una de las moléculas de hidrógeno y de cloro deberá estar formada por lo menos de dos átomos, ya que cada molécula de estos gases contribuye a la formación de dos moléculas de cloruro de hidrógeno. Nótese que las moléculas de hidrógeno (H<sub>2</sub>) y cloro (Cl<sub>2</sub>) son diatómicas, es decir, cada una de las moléculas está formada de dos átomos.

El número inferior a la derecha del símbolo, como ya lo habíamos dicho al estudiar los símbolos químicos de los elementos, representa el número de átomos por molécula.

La combinación hidrógeno-cloro se puede representar esquemáticamente como se observa en la figura 5.

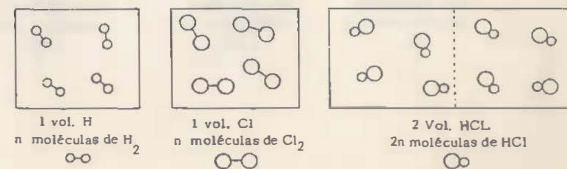
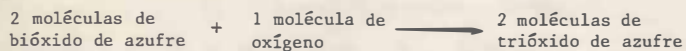
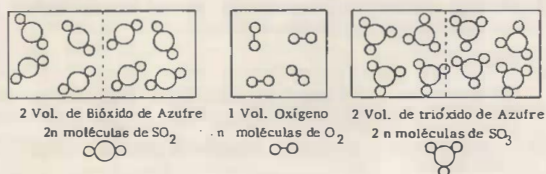
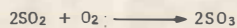


Figura 5

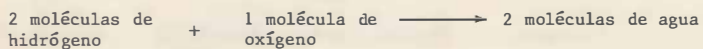
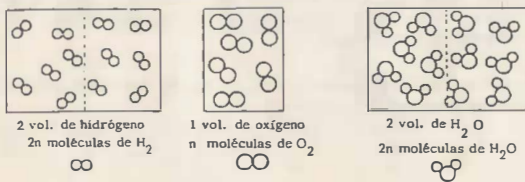
Representación esquemática de la combinación de hidrógeno con cloro.

La figura anterior muestra que cada molécula de hidrógeno y de cloro está formada por dos átomos y que una molécula de cloruro de hidrógeno está formada por un átomo de hidrógeno y un átomo de cloro. Muestra también que volúmenes iguales de hidrógeno, cloro y cloruro de hidrógeno, contienen el mismo número de moléculas.

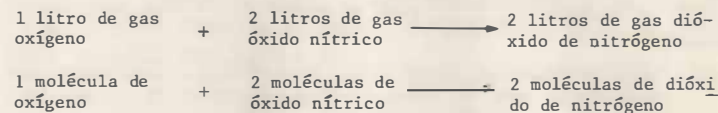
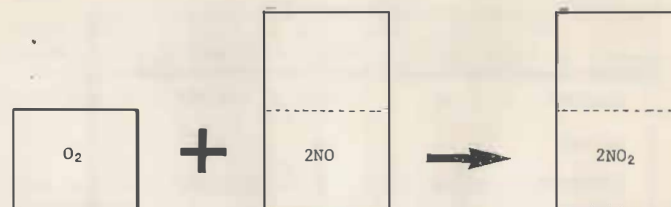
## Ejemplo 1



## Ejemplo 2



## Ejemplo 3



Nótese que en cada ejemplo, el número de moléculas en cada volumen es el mismo, tanto en los reactivos (sustancias por combinarse) como en el producto (compuesto final), como lo indica la ley de Avogadro.

## Reactivos

Seleccione la respuesta correcta a cada una de las siguientes cuestiones, escribiendo en el paréntesis de la derecha la letra correspondiente.

- El coeficiente de dilatación volumétrica  $\beta_0$  tiene el mismo valor para todos los gases si: ..... ( )
  - La temperatura es constante.
  - El volumen es constante.
  - La presión es cero.
- Dos gases contienen el mismo número de moléculas, si se cumple que: ..... ( )
  - Tengan iguales presiones, volúmenes y temperaturas.
  - Tengan iguales presiones solamente.
  - Tengan diferentes volúmenes pero iguales temperaturas y presiones.

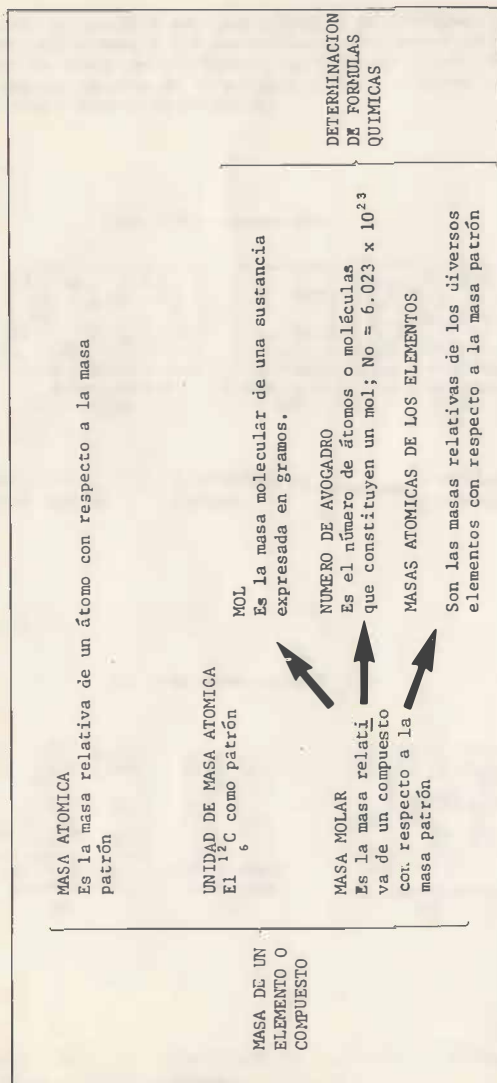
3. Si se combina 1 litro de gas oxígeno con 2 litros de gas óxido nítrico, se obtendrá dióxido de nitrógeno con un volumen de: ... ( )
- a) 2 litros
  - b) 1 litro
  - c) 3 litros

#### Problemas

4. Dos gramos de nitrógeno ocupan un volumen de  $820 \text{ cm}^3$  a la presión de 2,0265 bar si le permitimos expandirse isotérmicamente hasta  $1,500 \text{ cm}^3$ ; la presión será: ..... ( )
- a) 3.707 bar
  - b) 1.108 bar
  - c) 4.053 bar
  - d) 1.853 bar
5. Una botella cerrada de 12 litros de capacidad está llena de oxígeno a la presión de 81 bar y su temperatura es de  $17^\circ\text{C}$ . Si su temperatura disminuye hasta  $0^\circ\text{C}$ , la presión final será: .... ( )
- a) 57.17 bar
  - b) 114.35 bar
  - c) 130.7 bar
  - d) 76.25 bar



## CUADRO SINÓPTICO



## Objetivos específicos

Al finalizar el estudio de este módulo, el alumno:

1. Enunciará el concepto de mol y su relación con el número de Avogadro ( $N_0$ ).
2. Identificará las condiciones para que dos gases cualesquiera, ocupen iguales volúmenes.
3. Determinará la fórmula química de un compuesto, a partir de los porcentajes de los elementos que se combinan para formar dicho compuesto.
4. Calculará la masa molar de un compuesto a partir de su fórmula.

## 4.1 LA UNIDAD DE MASA ATÓMICA Y LAS MASAS ATÓMICAS Y MOLECULARES RELATIVAS

Recordemos que la densidad de una sustancia se define como la masa contenida en la unidad de volumen:

$$\rho = \frac{m}{V}$$

donde:

$\rho$  = densidad

$m$  = masa

$V$  = volumen

En el estudio de la hipótesis de Avogadro encontramos que:

las masas de volúmenes iguales de gases diferentes son distintas.

Por lo que, en virtud de la definición de densidad, podemos decir que las densidades de volúmenes iguales de gases diferentes son distintas.

Por experimentación se determinan las densidades del oxígeno, del nitrógeno y del bióxido de carbono, todas a la temperatura de 25°C; los resultados son:

GAS	SÍMBOLO O FORMULA	DENSIDAD g/cm <sup>3</sup> (a 25°C)
Oxígeno	O	$1.31 \times 10^{-3}$
Nitrógeno	N	$1.15 \times 10^{-3}$
Bióxido de Carbono	CO <sub>2</sub>	$1.80 \times 10^{-3}$

De la tabla anterior, vemos que la masa por cm<sup>3</sup> del oxígeno es 1.14 veces mayor que la masa por cm<sup>3</sup> del nitrógeno ( $1.31 \div 1.15 = 1.14$ ). También, la masa por cm<sup>3</sup> del oxígeno es 1.37 veces más ligera que la masa del bióxido de carbono ( $1.80 \div 1.31 = 1.37$ ).

Con los resultados anteriores, se pueden establecer las masas atómicas y moleculares relativas de las diferentes sustancias.

Por convenio internacional, se decidió adoptar como estándar el valor de 16 unidades de masa atómica (u.m.a.) como masa relativa de un átomo de oxígeno (O). Así, la masa relativa de una molécula diatómica de oxígeno (O<sub>2</sub>) es igual a 32 u.m.a..

NOTA: En la literatura abunda el término peso, sin embargo, éste es incorrecto. El peso se define como la fuerza de atracción gravitatoria con que la Tierra atrae a los cuerpos; por lo tanto su valor varía de un lugar a otro en la Tierra. El término "masa" como es empleado aquí, se refiere a la cantidad de materia de un cuerpo.

De acuerdo con lo anterior, la masa relativa de una molécula de nitrógeno (N<sub>2</sub>) es  $32 \text{ u.m.a.} \div 1.14 = 28 \text{ u.m.a.}$ , la masa relativa del átomo de nitrógeno (N) es obviamente = 14 u.m.a.. La masa relativa de la molécula del bióxido de carbono (CO<sub>2</sub>) sería  $32 \text{ u.m.a.} \times 1.37 = 44 \text{ u.m.a.}$

Generalizando estos resultados, se puede expresar que la masa atómica relativa de un elemento, es la masa de un átomo de ese elemento en relación con la masa de un átomo de oxígeno, a la que se le ha asignado por convención un valor de 16 u.m.a..

En 1961, los científicos cambiaron la base de comparación del oxígeno 16 al isótopo de carbono de masa atómica igual a 12. Más adelante se definirá el significado de isótopo y se darán nuevas definiciones de los conceptos de: elemento, masa atómica y masa molecular.

De manera general, la masa molar de los compuestos deben estar relacionados con la misma masa patrón.

#### 4.2 EL MOL

Las muestras de materia con las que se suele trabajar, contienen un enorme número de átomos o de moléculas, por lo que conviene contarlos por grupos muy grandes. Estos grupos se llaman moles.

Por lo anterior, se puede definir al mol, como:

la masa molecular de una sustancia expresada en gramos.

Nótese que también es correcto definir al mol como la cantidad de moléculas de oxígeno diatómico contenidas en 32 g de dicha sustancia; por lo que 32 g de oxígeno contienen dos moles de átomos de oxígeno, es decir la masa de un mol de átomos de oxígeno es de 16 g.

De acuerdo con la ley de Avogadro y de la selección del oxígeno (O = 16 u.m.a.) como la masa atómica estándar de las masas atómicas relativas, el mol lo podríamos definir como:

el número de átomos contenidos en la masa atómica relativa de cualquier elemento.

De manera que si la masa se mide en gramos, 39.1 g de potasio tendrán 1 mol de átomos de potasio; 1 mol de átomos de cobalto tendrá 58.9 g de masa (ver masas atómicas en la tabla 3 del módulo 6). Un mol es el número de moléculas contenidas en la masa molecular relativa de un compuesto. Es decir que 44 g de bióxido de carbono tendrán 1 mol de moléculas.

Se ha determinado experimentalmente que el número de átomos o moléculas que constituyen un mol es de  $6.023 \times 10^{23}$ . Este número, es el número de Avogadro (N<sub>0</sub>). Así, un mol está formado por  $6.023 \times 10^{23}$  átomos o moléculas.

Ejemplo

Calcular la masa de una molécula de oxígeno (O<sub>2</sub>)

Solución

Como un mol contiene  $6.023 \times 10^{23}$  moléculas y un mol de oxígeno equivale a 32 g, entonces la masa  $m$  de una molécula será:

$$m = \frac{32 \text{ g}}{6.023 \times 10^{23} \text{ moléculas}} = 5.32 \times 10^{-23} \text{ g/molécula}$$

#### 4.3 VOLUMEN MOLAR

Podemos calcular el volumen ocupado (por un mol de cualquier gas), si conocemos la densidad de dicho gas en condiciones estándar, esto es:

$$P = 1 \text{ atmósfera} = 1.01325 \times 10^5 \text{ N/m}^2$$

$$\text{y } T = 273 \text{ K}$$

Recordando que la densidad se define como la masa contenida en la unidad de volumen, se tiene que:

Para el oxígeno, cuya densidad es  $1.43 \times 10^{-3} \text{ g/cm}^3$ .

El volumen molar es:

$$v = \frac{\text{masa molecular gramo del oxígeno}}{\text{densidad del oxígeno}}$$

$$= \frac{32 \text{ g/mol}}{1.43 \times 10^{-3} \text{ g/cm}^3} = 22,400 \text{ cm}^3/\text{mol}$$

Para el hidrógeno, cuya densidad es  $0.09 \times 10^{-3}$

El volumen molar es:

$$v = \frac{\text{masa molecular gramo del hidrógeno}}{\text{densidad del hidrógeno}}$$

$$= \frac{2.02 \text{ g/mol}}{0.09 \times 10^{-3} \text{ g/cm}^3} = 22,400 \text{ cm}^3/\text{mol}$$

Los experimentos realizados con otros gases, indican que también el volumen de un mol es  $22,400 \text{ cm}^3/\text{mol}$  en condiciones estándar. Este volumen de un mol-gramo se denomina también volumen molar o volumen gramo molecular.

#### 4.4 LA IMPORTANCIA DEL MOL EN LA DETERMINACION DE LAS FORMULAS QUIMICAS.

El concepto de mol nos ayuda a determinar experimentalmente las fórmulas químicas. De la ley de Avogadro se puede deducir que existe una relación entre los moles de átomos de las sustancias y las fórmulas de los compuestos formados por dichos átomos.

Ejemplo

Analizando la reacción entre los gases hidrógeno y nitrógeno tendríamos:

1 volumen de nitrógeno + 3 volúmenes de hidrógeno  $\longrightarrow$  2 volúmenes de amoníaco

también podemos escribir:

1 molécula de nitrógeno + 3 moléculas de hidrógeno  $\longrightarrow$  2 moléculas de amoníaco

o empleando el concepto de mol.

1 mol de nitrógeno + 3 moles de hidrógeno  $\longrightarrow$  2 moles de amoníaco

Haciendo uso de la simbología química y recordando que los gases del ejemplo son diatómicos, podemos escribir simbólicamente:



La fórmula anterior puede ser interpretada de la forma siguiente: N<sub>2</sub> y H<sub>2</sub> representan cada uno un mol de moléculas de cada gas respectivamente; NH<sub>3</sub> representa un mol de moléculas de amoníaco y además indica que contiene un mol de átomos de nitrógeno combinados con tres moles de átomos de hidrógeno, es decir, la fórmula indicará además de los elementos que intervienen en el compuesto, la cantidad de cada uno de ellos.

Por lo anteriormente expuesto, una fórmula química nos permite conocer la proporción molar de los átomos que intervienen en un compuesto.

La determinación experimental de las fórmulas químicas, se basa en las masas de los compuestos y las masas atómicas relativas de los átomos que intervienen en el compuesto. La relación molar que se obtiene de la fórmula química nos permite deducir la fórmula más simple de un compuesto; pero no siempre esta fórmula es la verdadera y esta última será un múltiplo de la fórmula más simple.

## Ejemplos

1. La fórmula más simple del etano es  $\text{CH}_3$  y su fórmula verdadera se obtiene multiplicando por 2 la expresión  $\text{CH}_3$ , esto es,  $2 \times \text{CH}_3 = \text{C}_2\text{H}_6$ , que es la fórmula verdadera del etano. Para determinar la fórmula verdadera es necesario el dato experimental de la masa molecular.
2. Hallar la fórmula más simple de un compuesto gaseoso que contenga 63.6% de nitrógeno y 36.4% de oxígeno. Suponga una muestra de 100 g.

Masa atómica por mol del oxígeno = 16 g/mol.

Masa atómica por mol del nitrógeno = 14 g/mol.

## Solución

Para obtener el resultado, determinamos el número de moles de átomos de cada uno de los elementos combinados.

$$\text{Número de moles de átomos de N} = \frac{100 \text{ g} \times 63.6\%}{14 \text{ g/mol}} = 4.54 \text{ moles}$$

$$\text{Número de moles de átomos de O} = \frac{100 \text{ g} \times 36.4\%}{16 \text{ g/mol}} = 2.28 \text{ moles}$$

En otras palabras, por cada 100 g de muestra corresponden 4.54 moles de átomos de N y 2.28 moles de átomos de O.

Por lo que la relación molar de los diferentes átomos del compuesto la podemos calcular ahora dividiendo el número de moles de cada elemento por el menor número de moles calculado. Es decir:

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

$$\text{Relación de moles para el oxígeno} = \frac{2.28}{2.28} = 1$$

Siendo la fórmula buscada:  $\text{N}_{1.99} \text{O}_1$   
 Como en un compuesto no pueden intervenir fracciones de átomo, la fórmula más simple del compuesto gaseoso propuesto será:



De este modo:  $63.6\% \text{ N} + 36.4\% \text{ O} \longrightarrow 100\% \text{ N}_2\text{O}$

## 4.5 MASA MOLAR DE UN COMPUESTO A PARTIR DE SU FORMULA

En la literatura química se emplean a menudo términos como: "masa atómica" o "peso atómico" para denominar a la masa de un mol de átomos de una sustancia. De la misma manera la masa de un mol de moléculas se denomina "masa molecular" o "peso molecular" de la sustancia. Estos términos tomados literalmente nos sugieren la masa de un átomo o de una molécula. El uso de los términos "peso atómico" y "peso molecular" debe evitarse completamente.

Para evitar ambigüedad y en virtud del concepto de mol estudiado, la expresión masa molar se empleará para mayor precisión y se puede usar para átomos o moléculas.

Recordemos que la masa de un mol de oxígeno es de 32 g, que es su masa molar. La masa de cualquier otro gas que ocupe un volumen igual al que ocupan 32 g de oxígeno, en las mismas condiciones de temperatura y presión, es la masa molar de ese gas.

Así, dado que un volumen de cloruro de hidrógeno igual al volumen ocupado por 32 g de oxígeno, en las mismas condiciones de presión y temperatura tiene una masa de 36.5 g, la masa molar del cloruro de hidrógeno debe ser de 36.5 g. De la misma forma, la masa molar del amoníaco es de 17 g.

## Ejemplo

Calcular la masa molar de un mol de agua ( $\text{H}_2\text{O}$ )

## Solución

Un mol de  $\text{H}_2$  tiene una masa de 2 g y dado que la molécula de  $\text{H}_2$  contiene 2 átomos, la masa molar del átomo de H, será:

$$\text{masa molar del H} = \frac{2.0 \text{ g/mol}}{2 \text{ átomos}} = 1 \text{ g/mol}$$

Un mol de  $\text{O}_2$  tiene una masa de 32 g y como la molécula de  $\text{O}_2$  contiene 2 átomos, la masa molar del átomo de O, será:



$$\text{masa molar del O} = \frac{32 \text{ g/mol}}{2 \text{ átomos}} = 16 \text{ g/mol}$$

Finalmente, sumando las masas molares de los átomos que constituyen a un mol de agua (H<sub>2</sub>O) tenemos:

$$2 \times \text{masa molar de 1 átomo de H} = 2 \times 1.0 = 2.0 \text{ g/mol}$$

$$1 \times \text{masa molar del átomo de O} = 1 \times 16.0 = 16.0 \text{ g/mol}$$

$$\text{masa molar del agua (H}_2\text{O)} = 18.0 \text{ g/mol}$$

En otras palabras, un mol de agua es igual a 18.0 g de agua.

Las masas de todos los átomos conocidos han sido medidas y expresadas en gramos/mol. En este trabajo se dan las masas molares medias de los átomos, (ver tabla 3 del módulo 6). Dicha tabla está basada en la masa del <sup>12</sup>C<sub>6</sub>.

El siguiente ejemplo muestra cómo usar la tabla para determinar la masa molar de un compuesto.

#### Ejemplo

Calcular la masa de un mol de sulfato de potasio, K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

#### Solución

De la tabla 3 del módulo 6, se toman las masas molares de los elementos presentes en el compuesto y se multiplican por el número de moles presentes en un mol de compuesto.

$$2 \times \text{masa molar del potasio} \quad K = 2 \times 39.102 \text{ g/mol}$$

$$1 \times \text{masa molar del azufre} \quad S = 1 \times 32.064 \text{ g/mol}$$

$$4 \times \text{masa molar del oxígeno} \quad O = 4 \times 15.9994 \text{ g/mol}$$

$$\text{masa molar del K}_2\text{SO}_4 = 174.2656 \text{ g/mol}$$

El problema podría plantearse así: calcular la masa molecular del sulfato de potasio, lo cual implicaría la existencia de moléculas de K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>; éstas no existen. El sulfato de potasio es uno de los millares de sólidos cristalinos en los que experimentalmente no se pueden identificar moléculas.

En algunos compuestos es más correcto hablar de peso fórmula o mejor aún masa fórmula pero no de masa molecular. Cabe decir que hay más de dos millones de compuestos moleculares, en los cuales la naturaleza del enlace químico que hay entre los átomos conduce a la existencia de moléculas.

#### Ejemplos

De compuestos moleculares:

CO<sub>2</sub> (dióxido de carbono)

CH<sub>4</sub> (metano)

HCl (cloruro de hidrógeno)

En estos casos sí podríamos hablar de masa molecular, aunque sigue siendo más propio el uso de masa molar.

NOTA: El estudiante interesado en profundizar en estos conceptos, deberá recurrir a alguna Química de las mencionadas en la bibliografía.

#### Reactivos

Seleccione la respuesta correcta a cada pregunta escribiendo la letra correspondiente en el paréntesis de la derecha.

- El valor del número de Avogadro (N<sub>0</sub>) es .....( )
  - 6.023 × 10<sup>-23</sup>
  - 6.023 × 10<sup>32</sup>
  - 6.023 × 10<sup>23</sup>
- El volumen molar de un gas en condiciones estándar es .....( )
  - 22.4 l/mol
  - 22.4 cm<sup>3</sup>/mol
  - 22,400 l/mol



3. Una fórmula química de un compuesto nos indica ..... ( )
- a) Exclusivamente los elementos constituyentes.
  - b) Los elementos constituyentes y la proporción de éstos.
  - c) Si el compuesto es molecular o no lo es.

## Problemas

4. Para el compuesto  $\text{HNO}_3$ , su masa molar en g/mol es ..... ( )
- a) 25.143
  - b) 50.317
  - c) 38.952
  - d) 64.0017
5. Una masa de un óxido de plomo (Pb) contiene 90.66% de plomo y 0.0934 de oxígeno (O), la fórmula de este compuesto es .... ( )
- a)  $\text{Pb}_2\text{O}_5$
  - b)  $\text{Pb}_3\text{O}_4$
  - c)  $\text{PbO}$
  - d)  $\text{Pb}_3\text{O}_2$

## UNIDAD III ECUACION QUÍMICA Y PERIODICIDAD

## OBJETIVOS GENERALES

Al finalizar el estudio de esta unidad, el alumno:

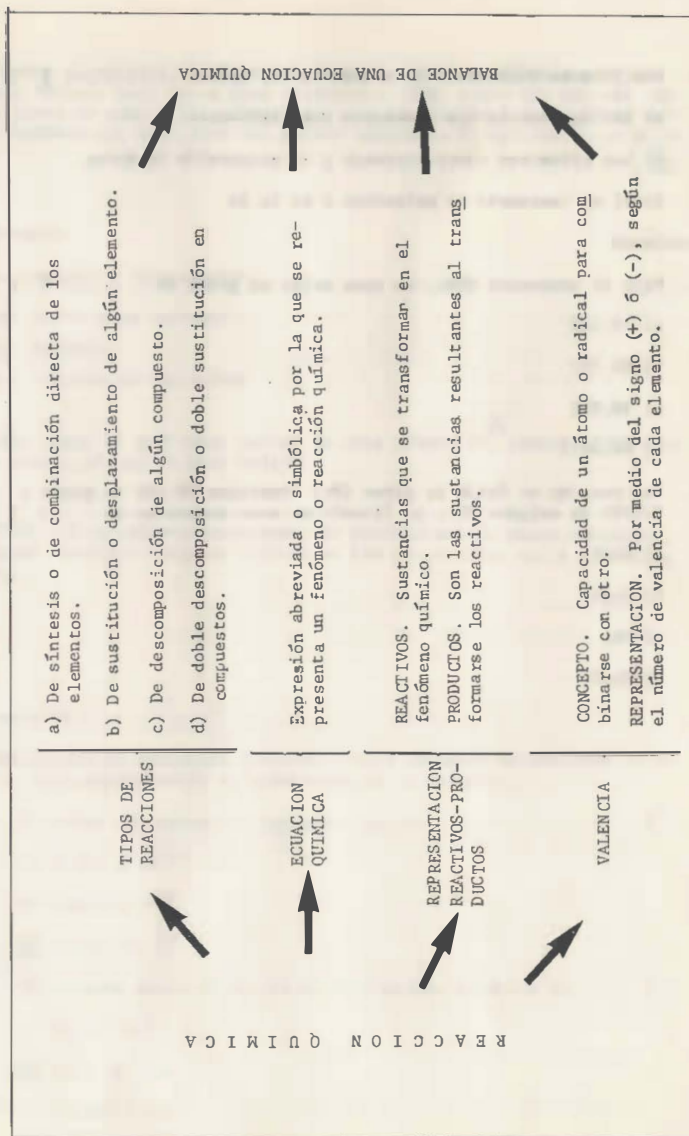
- Explicará los conceptos de reacción y ecuación química y valencia, así como sus representaciones.
- Comprenderá la utilidad de balancear una ecuación química y la forma de hacerlo.
- Explicará el concepto de radical así como la estructura de la tabla periódica de los elementos.
- Formará compuestos químicos a partir de elementos y radicales dados.

## INTRODUCCION

En el estudio de la Química se requiere un análisis cualitativo y cuantitativo de los fenómenos que involucran transformaciones de unas sustancias en otras. Para conseguir esto, es necesario el tratamiento de algunos conceptos tales como el de reacción y ecuación química, asimismo, resulta indispensable conocer los elementos de que están constituidas las diversas sustancias, y con ello algunas características de dichos elementos y la forma en que éstos se agrupan. La presente unidad está dedicada al tratamiento de los aspectos mencionados, los cuales servirán de base para la comprensión de las siguientes unidades.

## MODULO 5 ECUACION QUIMICA Y VALENCIA

## CUADRO SINOPTICO



### Objetivos específicos

Al finalizar el estudio de este módulo, el alumno:

1. Enunciará el concepto de reacción química y su representación.
2. Explicará qué es una ecuación química y el significado de cada uno de sus términos.
3. Comprenderá la importancia de que una ecuación química esté balanceada y la forma de lograrlo.
4. Explicará el concepto de valencia y su representación.



Un cambio químico implica un cambio de composición. Los cambios químicos son reacciones. Las sustancias se combinan o se descomponen para formar sustancias diferentes de aquéllas que les dieron origen. Hay diferentes tipos de reacciones:

#### 5.1.1 REACCIONES DE SINTESIS O DE COMBINACION DIRECTA DE LOS ELEMENTOS

Es la unión química de dos o más elementos para formar compuestos más complejos.

Ejemplos



#### 5.1.2 REACCIONES DE SUSTITUCION O DESPLAZAMIENTO

Cuando un elemento es más activo que otro elemento que forma el compuesto, lo reemplaza o sustituye.

Ejemplos



#### 5.1 CONCEPTO DE REACCION

Cuando se efectúa un cambio químico, se produce una o más sustancias diferentes a las iniciales y decimos entonces que se ha efectuado una reacción.

Ejemplo

Cuando se quema carbón en el aire, se produce bióxido de carbono.

Como es difícil expresar estos cambios en el lenguaje ordinario, se usa el lenguaje abreviado de la Química que son los símbolos y fórmulas; las cuales expresan cualitativa y cuantitativamente el cambio químico en forma de reacciones. Así el cambio anterior expresado en lenguaje químico es:

#### 5.1.3 REACCIONES DE DESCOMPOSICION

Aquí el compuesto se descompone en sus elementos o en otros compuestos más sencillos.

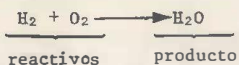
Ejemplos



## 5.2 ECUACION QUIMICA

Se llama ecuación química a la expresión abreviada o simbólica por la que se representa un fenómeno o reacción química.

Se dice que una reacción química tiene lugar cuando una o más sustancias llamadas reactivos, se transforman en otra u otras sustancias diferentes llamadas productos. Así, en la reacción química del hidrógeno y oxígeno para formar agua, los reactivos son el hidrógeno y el oxígeno, el producto es el agua y su ecuación química es:



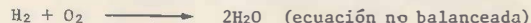
La ecuación anterior no está balanceada. El propósito de balancear una ecuación es que en toda la reacción química, el número de átomos de los reactivos debe ser el mismo que el de los productos que se forman; de otra manera se violarían las leyes de Conservación de la Materia y de la Energía.

Al efectuarse una reacción no hay cambio en la cantidad de masa, solamente varía la forma de unión de los átomos que intervienen en el fenómeno químico.

Una ecuación balanceada es aquella que conserva el mismo número de átomos en ambos miembros de una ecuación química; por lo que la ecuación anterior debe ser balanceada.

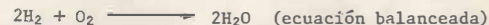
Repetiendo la ecuación anterior:  $\text{H}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{H}_2\text{O}$

En el miembro de la izquierda hay dos átomos de oxígeno; para que aparezcan dos átomos en el miembro de la derecha será necesario anteponer el coeficiente 2 a la molécula de agua, quedando la ecuación en la forma:



Recordemos que el coeficiente 2 antepuesto a la molécula de agua multiplica las cantidades de toda la fórmula. Esto es,  $2\text{H}_2\text{O}$  quiere decir que hay dos moléculas de agua, o lo que es lo mismo, cuatro átomos de hidrógeno y dos átomos de oxígeno.

Finalmente bastará anteponer un coeficiente 2 a la molécula de hidrógeno  $\text{H}_2$  en el miembro de la izquierda, así la ecuación quedará:



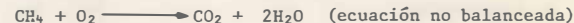
Esta ecuación ya se encuentra balanceada, puesto que ahora tenemos en el miembro de la izquierda cuatro átomos de hidrógeno y dos átomos de oxígeno que están balanceados con los átomos de los mismos elementos en el miembro de la derecha.

## Ejemplo

Balancear la ecuación  $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ , que se obtiene al reaccionar metano ( $\text{CH}_4$ ) con oxígeno ( $\text{O}_2$ ).

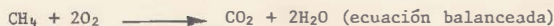
## Solución

Examinando la ecuación anterior vemos que podríamos anteponer un coeficiente 2 a la molécula del agua, quedando:



Ahora, observando cuidadosamente el número de átomos contenidos en cada una de las moléculas de los componentes de la izquierda y derecha de la ecuación anterior, vemos que:

- Los átomos de C a la izquierda y derecha están balanceados.
- Los átomos de H a la izquierda y derecha están balanceados.
- Los átomos de O a la izquierda no están balanceados con los átomos de O a la derecha.
- Si anteponeamos un coeficiente 2 al oxígeno del miembro izquierdo de la ecuación, quedará balanceada.



Otra manera de resolver el problema sería recurrir al uso de las masas atómicas, de la tabla 3, módulo 6, teniendo:

masa atómica del carbono	= 12
masa atómica del hidrógeno	= 1
masa atómica del oxígeno	= 16

La ecuación original es:



Sustituyendo los valores de las masas atómicas de los elementos de la ecuación (1), tenemos:



Haciendo operaciones nos queda:

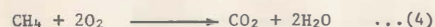
$$16 + 32 \longrightarrow 44 + 18 \dots(2)$$



Para balancear la ecuación dos, vemos que si multiplicamos  $2 \times 32$  en el miembro izquierdo de la ecuación, y  $2 \times 18$  en el miembro derecho, la ecuación quedará balanceada, de esta manera:

$$16 + 2 \times 32 \longrightarrow 44 + 2 \times 18 \dots(3)$$

En la cual si sustituimos los valores por los símbolos que representen nos quedaría:



Nótese que:

$$16 + 2 \times 32 \longrightarrow 44 + 2 \times 18$$

$$16 + 64 \longrightarrow 44 + 36$$

$$80 \longrightarrow 80$$

Al realizar el balance de una ecuación, no se deben alterar en lo más mínimo los términos de ella, sino sólo aumentar la cantidad de las moléculas que reaccionan, buscando coeficientes que cuantitativamente indiquen que la cantidad de átomos de los reactivos sea igual a la cantidad de átomos de los productos.

### 5.3 CONCEPTO DE VALENCIA Y SU VALOR NUMÉRICO

La valencia es la capacidad de un átomo o radical para combinarse con otros, tomando como unidad arbitraria al hidrógeno. La palabra valencia, proviene del latín, valentia = vigor o capacidad.

Aquellos elementos capaces de unirse átomo a átomo con el hidrógeno, tienen valencia uno (monovalentes).

Ejemplos

flor                      cloro                      bromo                      yodo

Así en el compuesto  $\text{CHl}$  (cloruro de hidrógeno), la definición de valencia conduce directamente al valor de uno para la valencia del cloro.

Los elementos que necesitan dos átomos de hidrógeno para combinarse, tienen valencia dos (divalentes o bivalentes).

Ejemplos

oxígeno                      cadmio                      calcio

Así en el compuesto  $\text{H}_2\text{O}$  (agua) la definición de valencia conduce directamente a dos para el oxígeno.

Los elementos que se combinan con tres átomos de hidrógeno, tienen valencia tres (trivalentes). Los que necesitan cuatro, cinco o seis átomos de hidrógeno para combinarse serán tetra, penta y hexavalentes respectivamente. Existe un pequeño grupo de elementos que no se combinan con ningún otro a los que se les llama nulivalentes o de valencia cero.

Ejemplos

He, Ne, Ar, Kr, Xe y Rn (gases nobles)

Es obvio que no todos los elementos dan combinaciones con el hidrógeno, sin embargo se conoce su valencia. Para establecerla se recurre a buscar sus relaciones con otros elementos de valencia conocida, teniendo en cuenta que un átomo de un elemento monovalente sólo puede unirse o sustituir a otro monovalente para dar un compuesto; un divalente con otro divalente o con otros dos monovalentes, etc..



## Ejemplos

1. Hallar la valencia del oro (Au) en el compuesto  $\text{AuCl}_3$

## Solución

Por definición, sabemos que la valencia del cloro frente al hidrógeno en el cloruro de hidrógeno ( $\text{HCl}$ ) es uno; es decir, el cloro es monovalente. Entonces para el oro, en el  $\text{AuCl}_3$  su valencia es por definición tres (trivalente), ya que los tres átomos de cloro son equivalentes a tres átomos de hidrógeno, por lo tanto, un átomo de oro tendrá una valencia equivalente a la de tres átomos de hidrógeno.

2. Hallar la valencia del sodio (Na) en el compuesto  $\text{Na}_2\text{O}$

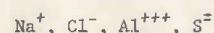
## Solución

Por definición, sabemos que la valencia del oxígeno en el agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ) es dos, es decir, divalente. Entonces indirectamente dos átomos de sodio son equivalentes a dos átomos de hidrógeno; por lo tanto un átomo de sodio tendrá una valencia equivalente a la del hidrógeno, es decir el sodio es monovalente.

## 5.4 REPRESENTACION DE LA VALENCIA

Dada la relación que hay entre valencia y la carga eléctrica de la estructura atómica de las sustancias, algunos autores aconsejan indicarla con tantos signos positivos (+) o negativos (-) según el número de valencias que tenga el elemento metal o no metal respectivamente.

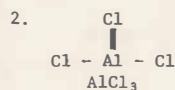
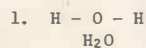
## Ejemplo



La valencia no es una propiedad fija de los elementos, pues hay algunos que tienen más de una valencia, es decir valencia variable.

Couper en 1853, aconsejó representar la valencia empleando fórmulas racionales, uniendo los diferentes átomos entre sí con tantos trazos o guiones como unidades tenga su valencia; suponiendo que dichos trazos sirven de unión a los átomos de los elementos que forman el compuesto.

## Ejemplos



En el compuesto (1) el oxígeno (divalente), se une a 2 hidrógenos (monovalentes).

En el compuesto (2) el aluminio (trivalente), se une a 3 cloros (monovalentes).

## Reactivos

Seleccione la respuesta correcta a cada pregunta, escribiendo la letra correspondiente en el paréntesis de la derecha.

- Los nombres de las sustancias que intervienen en una reacción química son ..... ( )
  - Constituyentes y mezclas
  - Reactivos y productos
  - Compuestos y mezclas
- A la capacidad de un átomo o radical para combinarse con otros, se le denomina ..... ( )
  - Valencia
  - Electronegatividad
  - Balanceo
- El elemento que se toma de base para la definición de valencia es ..... ( )
  - Carbono 12
  - Oxígeno
  - Hidrógeno

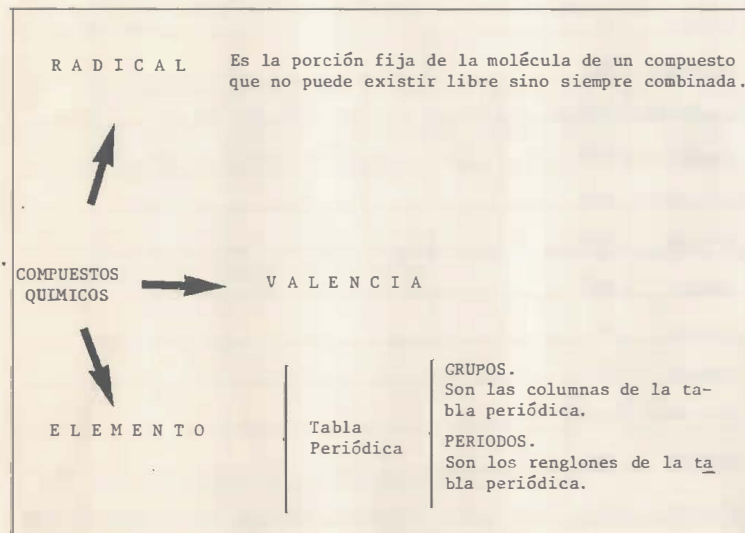
## Problemas

- Indique cuál de las siguientes ecuaciones es la que está balanceada ..... ( )
  - $\text{Fe} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{H}_2$
  - $2\text{Fe} + 5\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{H}_2$
  - $3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2$
  - $2\text{Fe} + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 + 5\text{H}_2$
- Al reaccionar ácido sulfúrico con zinc se produce sulfato de zinc e hidrógeno que se desprende; la reacción es:



Obtenga la ecuación balanceada de esta reacción.

CUADRO SINOPTICO



Al finalizar el estudio de este módulo, el alumno:

1. Explicará el concepto de radical, dando algunos ejemplos.
2. Formará compuestos químicos escribiendo sus fórmulas empíricas a partir de elementos y radicales dados.
3. Explicará la estructura de la tabla periódica de los elementos.

#### 6.1 RADICALES Y FORMACION DE COMPUESTOS

Se da el nombre de radical a las porciones fijas de la molécula de algunos compuestos que no pueden existir libres, sino siempre combinadas. Son agrupamientos de átomos que tienen siempre un comportamiento eléctrico y químico uniforme, funcionando como los átomos de los elementos y por lo tanto con una valencia determinada. Algunos de estos radicales son:

amonio	$\text{NH}_4^+$	carbonato	$\text{CO}_3^{=}$	sulfato	$\text{SO}_4^{=}$
nitrito	$\text{NO}_2^-$	hidroxilo	$\text{OH}^-$	bicarbonato	$\text{HCO}_3^-$
hipoclorito	$\text{ClO}^-$	fosfato	$\text{PO}_4^{=}$	cianuro	$\text{CN}^-$

La valencia está íntimamente ligada con los electrones de la última capa de los átomos, es decir, un elemento monovalente cede o toma un electrón (valencia positiva o negativa) según el carácter de metal o no metal que tenga. A continuación, en la tabla 2, se presentan algunos de los elementos con su nombre, símbolo y valencia.

NOMBRE	SÍMBOLO	VALENCIA
Aluminio	Al	+3
Azufre	S	-2, +4, +6
Calcio	Ca	+2
Carbono	C	±4, ±2
Cloro	Cl	+1, +5, +7, -1
Cobre	Cu	+1, +2
Estaño	Sn	+2, +4
Fierro	Fe	+2, +3
Hidrógeno	H	+1
Nitrógeno	N	±3, +5
Oro	Au	+1, +3
Oxígeno	O	-2
Plata	Ag	+1
Plomo	Pb	+2, +4

Tabla 2

De acuerdo con lo anterior, se propone el siguiente cuadro en el que pueden indicarse las fórmulas químicas empíricas que tendrán diversas combinaciones de elementos presentes, en caso de reaccionar.

NOMBRE	ELEM RAD	Na <sup>+</sup>	Cu <sup>+</sup> osas	N <sup>-</sup>	Ca <sup>++</sup>	Zn <sup>++</sup>	Sn <sup>++</sup> osas	Au <sup>+++</sup> icas	Fe <sup>+++</sup> icas
		Hidroxilo	OH <sup>-</sup>						
Cianuro	CN <sup>-</sup>		1						
Cloruro	Cl <sup>-</sup>								
Nitrato	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>								
Bicarbonato	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>					3			
Bisulfato	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>				2				
Hipoclorito	ClO <sup>-</sup>								
Clorato	ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup>								5
Amonio	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>								
Sulfato	SO <sub>4</sub> <sup>-</sup>								
Cromato	CrO <sub>4</sub> <sup>-</sup>						4		
Dicromato	Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>-</sup>								
Fosfato	PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>								
Nitrito	NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>								

Cuadro para formación de compuestos según la valencia.

En el cuadro se han asignado cinco casilleros para efectuar ejemplos sobre la formación de compuestos.

## Ejemplos

El número 1 indica un compuesto que estará formado por un átomo de Cu<sup>+</sup> y el radical CN<sup>-</sup>, puesto que los dos son monovalentes de signo contrario, la carga del Cu<sup>+</sup> se satisface con la carga del CN<sup>-</sup> y el compuesto es: CuCN, que recibe el nombre de cianuro cuproso. La terminación osa u oso se emplea cuando el elemento, cobre en este caso, se une por medio de su valencia menor.

En el compuesto indicado por el número 3 interviene el  $Zn^{++}$  y el radical  $HCO_3^-$ , como el Zn es divalente electropositivo y el radical  $HCO_3^-$  monovalente electronegativo, lógicamente para neutralizar las dos cargas del  $Zn^{++}$  se necesitarán dos radicales  $HCO_3^-$ . Cuando esto sucede, el radical que interviene va siempre dentro de un paréntesis afectándolo en la parte exterior derecha con un subíndice que indica el número de veces que interviene; la fórmula del compuesto resultante es:  $Zn(HCO_3)_2$  y esta sal recibe el nombre de bicarbonato de zinc.

El compuesto indicado por el número 5 está formado por el elemento  $Fe^{+++}$  y el radical  $ClO_3^-$ , así con el criterio anterior, el compuesto será:  $Fe(ClO_3)_3$ , al que se le denomina clorato férrico. En este caso se emplea la terminación ico o ica, ya que el elemento fierro se ha combinado con su valencia mayor.

Los números 2 y 4 se deja desarrollarlos al lector siguiendo exactamente los criterios establecidos.

## 6.2 TABLA PERIODICA DE LOS ELEMENTOS Y LEY PERIODICA

El descubrimiento paulatino de los elementos químicos y el estudio de las reacciones que se tenían al combinar los diferentes elementos y compuestos que se formaban, motivó que se empezaran a buscar normas que permitieran organizar y clasificar el creciente volumen de información existente sobre los elementos químicos. Así, una importante familia o grupo de elementos formada por los metales alcalinos (metales blancos y suaves): litio (Li), sodio (Na), potasio (K), etc. reaccionan de manera similar con el agua, con el oxígeno y otras sustancias. Otro grupo fundamental de elementos llamados halógenos (no metálicos): fluor (F), cloro (Cl), bromo (Br) e yodo (I) reaccionan con muchos otros elementos, siguiendo el mismo patrón general.

En 1869 el químico ruso Dimitri Mendeleev, basándose en el estudio sistemático de las propiedades de los elementos y de sus compuestos conocidos, organizó la primera tabla de elementos conocidos en su tiempo, clasificándolos por orden de su masa molar. De esta forma pudo establecer una ley periódica:

Las propiedades de los elementos son funciones periódicas de sus masas atómicas.

Mendeleev tuvo que dejar espacios vacíos para elementos desconocidos, pero predijo sus propiedades. Con el estudio de la teoría atómica, la mecánica cuántica y el conocimiento de nuevos elementos, la tabla propuesta por Mendeleev ha sufrido modificaciones durante los últimos cien años.

Actualmente en la tabla moderna de los elementos es el número atómico, el que determina la estructura de los átomos y el comportamiento químico de los elementos. Lo anterior hace que la ley periódica se enuncie de manera moderna como:

Las propiedades de los elementos y de sus compuestos son funciones periódicas del número atómico de los elementos.

La tabla 3 representa una tabla periódica moderna de los elementos. Las hileras verticales se denominan grupos: el He, Ne, Ar, Kr, Xe y Rn, se encuentran en el grupo 0 de los elementos; mientras que: Li, Na, K, Rb, Cs y Fr, están en el grupo I. Las filas horizontales se denominan periodos: el Li, Be, B, C, N, O, F y Ne, se encuentran en el período 2.

La utilidad y aplicación de esta tabla será manifiesta después de que hayamos analizado el tema de estructura atómica de la materia. Cabe hacer notar que en la actualidad se conocen algunos elementos adicionales, por lo que el estudiante interesado deberá consultar bibliografía reciente.





## OBJETIVOS GENERALES

Al finalizar el estudio de esta unidad, el alumno:

- Conocerá cuáles son las partículas subatómicas y los experimentos que permitieron comprobar su existencia y determinar sus características.
- Calculará la masa atómica de un elemento a partir del número atómico, número de masa y abundancia relativa de sus isótopos.
- Conocerá el modelo atómico utilizado en la actualidad en base a las aportaciones hechas por Planck, Bohr, De Broglie, Heisenberg y Schrödinger.
- Aplicará los conceptos de números cuánticos y el principio de exclusión de Pauli en la obtención de la configuración electrónica de los elementos.

## INTRODUCCION

El estudio y comprensión de la constitución de la materia es un problema que ha apasionado a los científicos de todos los tiempos. Desde la civilización griega ya se concebía que la materia estaba constituida por partículas pequeñísimas, invisibles e indivisibles, a las cuales llamaron átomos. Estos se encuentran separados unos de otros por espacios vacíos considerables y dotados de constante movimiento como una propiedad inherente a ellos.

En 1803 Dalton renovó esta teoría y dotó a los átomos de peso, propiedad que podía medirse experimentalmente.

Basándose en algunos experimentos y observaciones que condujeron a las leyes sobre la composición química, propuso un modelo atómico el cual, debido al avance de la ciencia, ha sufrido modificaciones. Su teoría expresa lo siguiente:

1. Los elementos están constituidos por átomos consistentes en partículas materiales separadas e indestructibles.
2. Los átomos de un mismo elemento son iguales en masa y en sus características.
3. Los átomos de distintos elementos tienen diferente masa y características.
4. Los compuestos se forman por la unión de átomos de los correspondientes elementos en una relación numérica sencilla. Los "átomos" de un determinado compuesto son a su vez idénticos en masa y en todas sus otras propiedades.

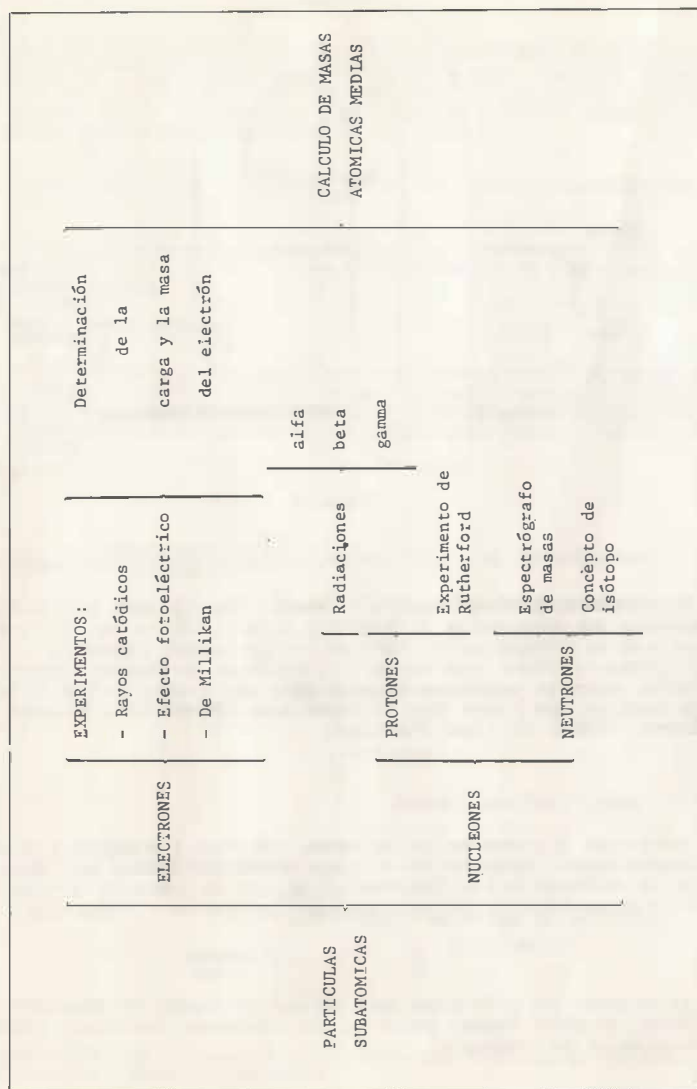
A partir de las leyes de la composición constante y de las proporciones múltiples, así como de las observaciones de Gay-Lussac sobre los volúmenes de combinación de los gases, se observó que en los compuestos y reacciones químicas, los elementos están combinados en relaciones sencillas de números enteros pequeños.

Lo anterior fue interpretado en el sentido de que los compuestos estaban formados por pequeñas partículas indivisibles llamadas átomos.

Los argumentos anteriores no proporcionan una base sólida para comprobar la existencia de los átomos, ni indican mucho acerca de su estructura. La capacidad de combinarse químicamente y la existencia de fuerzas de atracción interatómica e intermolecular, sugerían que los átomos debían tener una estructura que las explicara.

Por lo anterior, trataremos los hechos experimentales iniciales e indirectos que nos conducirán hasta el concepto moderno del átomo, sirviéndonos de él para comprender mejor los diferentes fenómenos físicos y químicos que se estudian en el transcurso de la carrera de Ingeniería en sus diferentes ramas.

CUADRO SINOPTICO



Objetivos específicos

Al finalizar el estudio de este módulo, el alumno:

1. Explicará algunos de los experimentos que demostraron la existencia del electrón y que permitieron calcular su carga y su masa.
2. Explicará en qué consisten las radiaciones alfa, beta y gamma.
3. Explicará la estructura atómica propuesta por Ernest Rutherford
4. Utilizará los conceptos de número atómico y número de masa para determinar el número y tipo de partículas subatómicas que posee un átomo dado.
5. Calculará la masa atómica de un elemento cualquiera, conociendo todos sus isótopos y la abundancia relativa de cada uno de ellos.
6. Explicará el concepto moderno de masa atómica, masa molar y mol.

7.1 EL ELECTRON

En el año de 1878, Sir William Crookes, científico inglés, al conectar una fuente de energía eléctrica de alto voltaje a las placas metálicas contenidas en los extremos de un tubo de cristal al vacío, de manera que una constituía el polo positivo (ánodo) y la otra, el polo negativo (cátodo), observó que se producía un resplandor que partía del cátodo al cual le llamó rayos catódicos. (Ver figura 6)



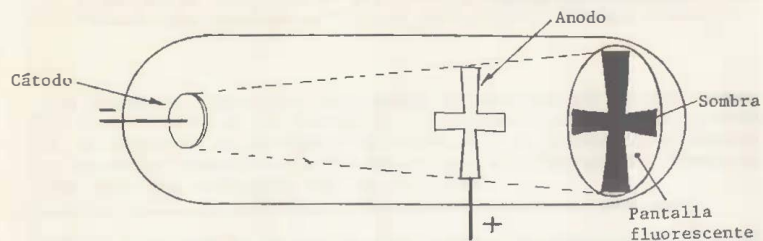


Figura 6

Tubo de Crookes en el que se aprecia que los rayos catódicos se mueven en línea recta.

Estos rayos catódicos que se movían en línea recta, fueron investigados con mucho interés por J.J. Thomson, coterráneo de W. Crookes, quien encontró que estos rayos eran desviados de sus trayectorias, tanto por campos eléctricos como magnéticos (Ver figuras 7 y 8)

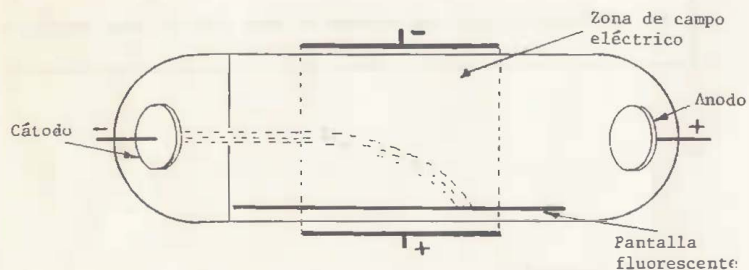


Figura 7

Desviación de los rayos catódicos producida por un campo eléctrico

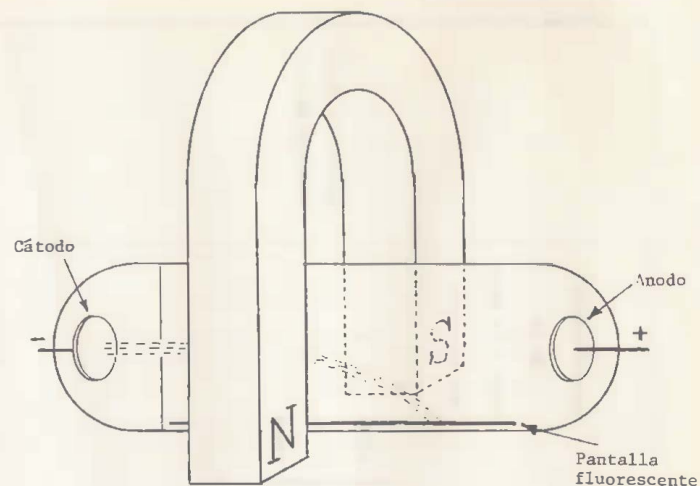


Figura 8

Desviación de los rayos catódicos producida por un campo magnético.

Este hecho experimental sugirió a Thomson, que los rayos catódicos presentaban una propiedad de la materia y no de la luz, ya que la luz ordinaria no es afectada por un imán; por lo que quedaba comprobada la divisibilidad del átomo, pues debido a la acción de las fuerzas eléctricas podían separarse partículas de carga negativa. A estas partículas de carga negativa, que tienen todas la misma masa y forman parte de todos los átomos, Thomson les llamó electrones.

## 7.2 CARGA Y MASA DEL ELECTRON

Conociendo la intensidad de los campos eléctrico y magnético y la desviación angular producida por el campo magnético, Thomson pudo determinar la velocidad de los electrones en el tubo de Crookes y la relación de la carga eléctrica ( $e$ ) del electrón y su masa ( $m$ ); siendo ésta:

$$\frac{e}{m} = 1.76 \times 10^8 \frac{\text{coulomb}}{\text{gramo}}$$

La relación  $e/m$  es la misma para cátodos fabricados con materiales distintos, de donde Thomson dedujo que los electrones constituyen una parte esencial de la materia.

La carga ( $e$ ) del electrón y su masa ( $m$ ), fue determinada por Robert Andrews Millikan en 1909. El valor absoluto de la carga eléctrica ( $e$ ) del electrón fue  $e = 1.6 \times 10^{-19}$  coulomb/electrón. Una vez que se estableció la carga ( $e$ ) se pudo calcular la masa ( $m$ ) del electrón, usando el valor de  $e/m$  obtenido por Thomson, esto es:

$$m = \frac{e}{e/m} = \frac{1.6 \times 10^{-19} \text{ coulomb/electrón}}{1.76 \times 10^{18} \text{ coulomb/gramo}} = 9.1 \times 10^{-28} \text{ gramos/electrón}$$

A la carga eléctrica ( $e$ ) del electrón, se le asigna arbitrariamente el valor relativo de  $-1$ , es decir, este valor representa la mínima cantidad de carga en un átomo.

### 7.3 EFECTO FOTOELÉCTRICO

Después del estudio de los rayos catódicos, Thomson estudió otro interesante fenómeno. Cuando un haz de luz de alta energía choca con ciertos metales, como el zinc, la superficie metálica emite partículas cargadas negativamente. Esto se conoce como el efecto fotoeléctrico. (Ver figura 9).

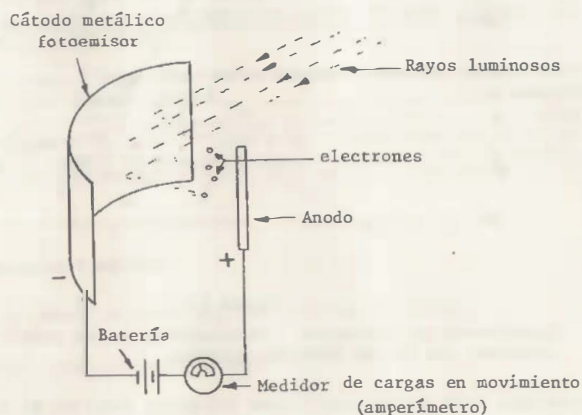


Figura 9

Desprendimiento de electrones del cátodo por el efecto de los rayos luminosos. Efecto fotoeléctrico.

Thomson demostró que estas partículas cargadas negativamente son idénticas a los electrones. El hecho de que los electrones se pudieran obtener de la materia por procedimientos diferentes, constituía una prueba de que los electrones son partes de los átomos y por esto el átomo invisible de John Dalton pasaba a la historia.

### 7.4 RADIATIVIDAD

El físico francés Henri Becquerel, en 1895, estudió el efecto de fluorescencia de los compuestos de uranio. Uno de los experimentos realizados fue exponer a la luz cristales de sulfato doble de uranio y potasio ( $K_2SO_4 \cdot UO_2SO_4 \cdot 2H_2O$ ), con el objeto de observar la radiación emitida sobre una placa fotográfica envuelta en papel negro, en dicho experimento observó que la imagen de los cristales obtenida en la placa no dependía de la intensidad luminosa como él esperaba, ya que eran obtenidas aún en la obscuridad.

El experimento demostró que la radiación emitida por el compuesto de uranio es diferente a la emitida por otras sustancias fluorescentes que necesitan de la luz para producir una imagen en la placa fotográfica.

Al repetir el experimento con otros compuestos de uranio el resultado fue semejante.

Los resultados obtenidos por Becquerel fueron de interés para un gran número de investigadores, dentro de los que destacan los esposos Curie. Estos investigadores estudiaron y desarrollaron este nuevo fenómeno, analizando las posibles emisiones de los elementos y compuestos conocidos. Encontraron que sólo los compuestos de uranio y torio emiten dichas radiaciones y llamaron a este fenómeno radiactividad.

Madame Curie y su esposo, partiendo de un mineral que contiene óxidos de uranio (pechblenda) aislaron el radio (Ra), que es aproximadamente 300,000 veces más radiactivo que el uranio; otro elemento que lograron aislar estos científicos, 4 años antes, fue el polonio (Po).

Al fenómeno de emisión espontánea de alta energía en forma radiante, por parte de las sustancias radiactivas, se le denominó radiactividad.

### 7.5 RADIACIONES ALFA, BETA Y GAMMA

En el estudio de las radiaciones emitidas por las sustancias radiactivas (ver figura 10), se encuentra que éstas están formadas por:

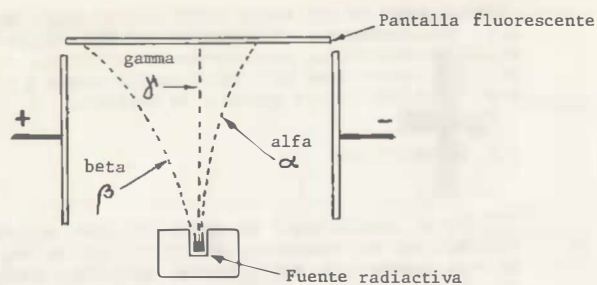


Figura 10

Desviaciones que experimentan las radiaciones alfa, beta y gamma al cruzar un campo eléctrico.

#### 7.5.1 UN HAZ DE PARTICULAS ALFA ( $\alpha$ )

Las partículas  $\alpha$  son absorbidas fácilmente por la materia y pueden producir una ionización muy alta. El fenómeno de ionización es el efecto de separar completamente un electrón de un átomo. Un campo eléctrico hace que las partículas se desvíen ligeramente hacia la placa negativa del campo, por lo que son partículas con carga positiva. Estas partículas son átomos de helio ionizados  $\text{He}^{++}$ , de gran velocidad.

#### 7.5.2 UN HAZ DE PARTICULAS BETA ( $\beta$ )

Son más penetrantes que las partículas alfa y por lo tanto, menos ionizantes. El campo eléctrico hace que se desvíen con mayor intensidad que las partículas alfa y hacia la placa positiva del campo; por lo que son partículas de carga negativa. Becquerel demostró que por su carga negativa y masa, son partículas idénticas a las observadas en los rayos catódicos.

#### 7.5.3 UN HAZ DE PARTICULAS GAMMA ( $\gamma$ )

Todavía más penetrantes que las dos anteriores, a las cuales el campo eléctrico no provoca desviación en ningún sentido. Son ondas electromagnéticas de longitud mucho más corta que la de los rayos X, de las cuales se encontró que no tienen ni masa ni carga.

### 7.6 ATOMO NUCLEAR

Ernest Rutherford y su colaborador Frederick Soddy, se dedicaron a estudiar detalladamente el fenómeno de la radiactividad. Investigaron el paso de un haz de partículas alfa a través de una lámina delgada de oro,

(ver figura 11). La mayoría de las partículas alfa atravesaron en línea recta la lámina, unas cuantas experimentaron una desviación de  $90^\circ$  y otras presentaron una desviación todavía mayor con respecto a la dirección de incidencia.

La conclusión de Rutherford fue que el átomo debe tener grandes espacios vacíos; razón por la que muchas partículas alfa lograban atravesar en línea recta a los átomos de oro; la causa por la que otras partículas eran desviadas tan enérgicamente, es que en el centro del átomo existe una carga eléctrica positiva.

Como las partículas alfa tienen carga positiva, la desviación en ángulos obtusos se debió a la fuerza eléctrica de repulsión entre cargas del mismo signo. Los electrones tienen carga negativa y poca masa por lo que no pueden provocar desviaciones tan grandes.

A la carga positiva en el centro del átomo, sugerida por Rutherford, se le denominó núcleo.

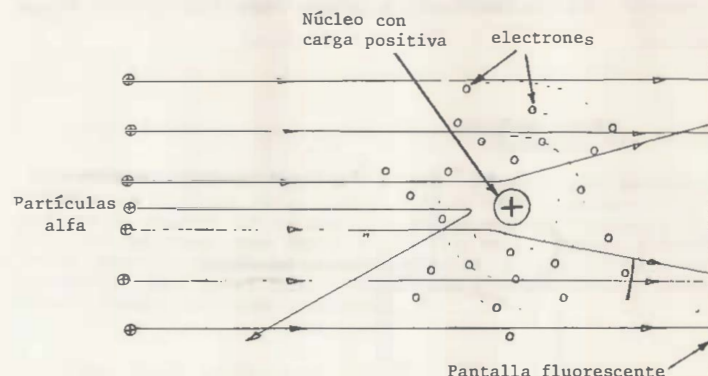


Figura 11

Experimento de Rutherford. Desviaciones de las partículas alfa al atravesar una lámina metálica delgada.

Rutherford pudo obtener partículas con carga positiva al ionizar átomos de hidrógeno y llegó a la conclusión de que estas partículas positivas son constituyentes de los núcleos de todos los átomos. A estas partículas se les conoce como protones y tienen una masa de 1 u.m.a.

Ulteriores investigaciones establecieron que el diámetro del núcleo tiene aproximadamente  $10^{-12}$  cm y el del átomo  $10^{-8}$  cm, el cual es  $10^4$  veces más grande.

De acuerdo con lo anterior Rutherford propuso la estructura atómica constituida de la siguiente manera:

- Una parte central llamada núcleo, cargada de electricidad positiva (protones) y que contenía casi la totalidad de la masa del átomo.
- Una envoltura de cargas eléctricas negativas (electrones), que giraban alrededor del núcleo en órbitas circulares a manera de sistema planetario en pequeño.
- Todos los átomos son eléctricamente neutros, es decir, la carga positiva del núcleo deberá estar balanceada con la carga negativa de los electrones.

En 1932, el físico inglés James Chadwick, descubrió el neutrón, partícula eléctricamente neutra localizada en el núcleo, cuya masa relativa es muy cercana a 1 u.m.a.

La suma de las masas del total de partículas nucleares o nucleones (protones y neutrones localizados en el núcleo), es una medida aproximada de la masa atómica de ese átomo en particular. Este número se acostumbra representar por la letra A y se le denomina número de masa. Nótese que este número siempre es un entero.

El número de protones o electrones de un átomo, se designa con la letra Z y se le conoce como número atómico.

Si el número atómico Z es igual al número de protones que hay en el núcleo del átomo y el número de masa A es igual al número total de nucleones, entonces:

$$A - Z = N$$

Donde:

N es el número de neutrones que contiene el núcleo.

El símbolo general para cualquier elemento es:



Donde:

X es el símbolo del elemento.

Ejemplos

- Calcular el número de neutrones en los siguientes núcleos.



Solución

$${}^16_8\text{O} \quad N = 16 - 8 = 8 \text{ neutrones}$$

$${}^{197}_{79}\text{Au} \quad N = 197 - 79 = 118 \text{ neutrones}$$

$${}^{12}_6\text{C} \quad N = 12 - 6 = 6 \text{ neutrones}$$

PARTICULAS FUNDAMENTALES DE LOS ATOMOS				
PARTICULA	SIMBOLO	CARGA ELECTRICA RELATIVA	LOCALIZACION	MASA APROXIMADA (C/RESPECTO A LA MASA DEL PROTON)
Electrón	e	-1	Fuera del núcleo	1/1840
Protón	p	+1	En el núcleo	1
Neutrón	n	0	En el núcleo	1

Tabla 4

- Calcular los números faltantes en la tabla siguiente y representar cada elemento con la simbología convenida.

ELEMENTO	NUM. ATOMICO	PROTONES	ELECTRONES	NEUTRONES	NUM. DE MASA
a) Galio	31	31	31	39	70
b) Magnesio	12	12	12	-	24
c) Silicio	14	14	14	14	28



## Solución

De la Tabla 3, obtenemos los símbolos de los elementos:

Galio = Ga

Magnesio = Mg

Silicio = Si

- a) El número atómico  $Z = 31$ , nos indica que el elemento tiene 31 protones y 31 electrones y como el número de masa  $A = 70$  se puede calcular el número de neutrones  $N$ .

$$N = A - Z$$

$$N = 70 - 31$$

$$N = 39$$

Su representación simbólica será:



- b) Como el número de protones es 12 entonces  $Z = 12$  y asimismo el elemento tiene 12 electrones. El número de neutrones será:

$$N = A - Z$$

$$N = 24 - 12$$

$$N = 12$$

Su representación simbólica será:



- c) Si el átomo de silicio tiene 14 electrones, entonces deberá tener 14 protones y su número atómico será  $Z = 14$ , el número de masa será:

$$A = Z + N$$

$$A = 14 + 14$$

$$A = 28$$

Su representación simbólica será:



## 7.7 ISOTOPOS

Hemos visto que el núcleo consta básicamente de protones y neutrones. La masa de un neutrón es aproximadamente igual a una unidad de masa atómica, por esta razón se podría expresar:

la masa atómica de cualquier elemento con sólo números enteros.

Sin embargo si observamos la tabla periódica de los elementos (tabla 3), notaremos que las masas atómicas no son números enteros.

El científico inglés F.W. Aston en 1913, descubrió el hecho asombroso de que la mayoría de los elementos químicos son mezclas de átomos de diferentes masas, pero con las mismas propiedades químicas. A estos átomos con igual número atómico pero diferente masa atómica se les dio el nombre de isótopos.

El espectrógrafo de masas es el instrumento empleado para determinar las masas atómicas de los isótopos y su abundancia relativa.

## 7.8 CALCULO DE LAS MASAS ATOMICAS

Para el cloro normal, Aston encontró que es una mezcla de dos isótopos; uno de masa relativa cercana a 35 u.m.a. y el otro de masa relativa cercana a 37 u.m.a. y que el 75.4% de los átomos son del isótopo más ligero y el 24.6% restante pertenece al isótopo de mayor masa. Esta mezcla explica la masa atómica aceptada para el cloro y que es aproximadamente de 35.5 u.m.a..

$$\text{masa del cloro} = 75.4\% {}_{17}^{35}\text{Cl} + 24.6\% {}_{17}^{37}\text{Cl}$$

$$m_{\text{Cl}} = \frac{75.4}{100} \times 35 + \frac{24.6}{100} \times 37 = 26.34 + 9.102 = 35.492 \approx 35.5$$

Del ejemplo del cloro, se puede deducir la forma en que se determina la masa atómica de cada elemento. Para esto se requiere la información de los isótopos de cada elemento con su respectivo número de masa y su abundancia relativa expresada en porcentaje. Si llamamos  $A_1, A_2, \dots, A_n$  a los números de masa de los diferentes isótopos de un elemento y  $p_1, p_2, \dots, p_n$  a los porcentajes de abundancia relativa de cada uno de los isótopos expresados en forma decimal, se podrá obtener la masa atómica del elemento en cuestión de la siguiente forma:

$$\text{masa atómica} = p_1 A_1 + p_2 A_2 + \dots + p_n A_n$$

## Ejemplo

El carbono ordinario está formado por 2 isótopos: uno es el carbono 12 y el otro es el carbono 13. Siendo el carbono 12 el más abundante en la naturaleza. Se sabe que la abundancia relativa de cada isótopo es: carbono 12: 98.892% y carbono 13: 1.108%. Calcular la masa atómica del carbono.

## Solución

$$0.98892 (12) + 0.01108 (13) = 11.86704 + 0.14404 = 12.01108$$

La escala de masas atómicas moderna se basa en la masa atómica del isótopo de carbono 12, ( $^{12}_6\text{C}$ ), asignándole un valor arbitrario de 12 y en esta escala, la masa atómica del oxígeno es de 15.9994 y no 16.0000 como se empleó hasta 1961.

Nótese que en todos los isótopos anteriores, la diferencia en las masas atómicas es la diferencia en el número de neutrones. Así en el cloro 35, tenemos 17 protones ( $^+$ ) y 18 neutrones ( $^0$ ) y el cloro 37 tiene 17 ( $^+$ ) y 20 ( $^0$ ); el número de electrones es igual al número de protones en ambos casos. En el carbono y el resto de los elementos se observan las mismas características. De manera que los isótopos de un elemento contienen el mismo número de protones, pero un número diferente de neutrones y, por lo tanto, difieren en el número de masa. Entonces los isótopos son átomos del mismo elemento porque tienen el mismo número atómico.

## 7.9 CONCEPTOS MODERNOS DE MASA ATOMICA, MASA MOLAR Y MOL

Con base en los conceptos anteriores, podemos definir en función de la masa del isótopo de carbono 12, ( $^{12}_6\text{C}$ ) al que por convención se le asigna una masa de 12.000 u.m.a., los conceptos:

## 7.9.1 MASA ATOMICA

La masa atómica de un elemento es la masa de uno de los átomos de ese elemento con relación a la masa de un átomo de carbono  $^{12}_6\text{C}$ .

## 7.9.2 MASA MOLAR

La masa molar es la masa de una molécula de un compuesto con relación a la masa de un átomo de carbono  $^{12}_6\text{C}$ .

## 7.9.3 MOL

El mol es el número de átomos que están contenidos en exactamente 12 g de carbono  $^{12}_6\text{C}$ . Experimentalmente dicho número es igual a  $6.02252 \times 10^{23}$  átomos.

## Reactivos

- Partícula subatómica con carga eléctrica y masa =  $1/1840$  u.m.a. .... ( )
  - Protón
  - Electrón
  - Neutrón
- Partícula subatómica con carga eléctrica y masa = 1 u.m.a.. ( )
  - Nucleón
  - Protón
  - Neutrón
- La diferencia entre dos isótopos es que tienen diferente número de..... ( )
  - Protones
  - Electrones
  - Nucleones

## Problemas

- Un átomo de potasio posee 19 electrones y 20 neutrones, su representación simbólica es..... ( )
  - $^{19}_{39}\text{K}$
  - $^{20}_{19}\text{P}$
  - $^{39}_{19}\text{P}$
  - $^{39}_{19}\text{K}$
- El oxígeno normal es una mezcla de 3 isótopos: el  $^{16}_8\text{O}$  con 99.76% el  $^{17}_8\text{O}$  con 0.04% y el  $^{18}_8\text{O}$  en proporción de 0.2%, su masa atómica media es..... ( )
  - 16.0044
  - 15.9835
  - 16.0000
  - 15.9999

CUADRO SINOPTICO

TEORIA ATOMICA DE DALTON	Elementos constituidos por átomos separados e indestructibles. Los átomos de un mismo elemento son iguales en sus propiedades. Los átomos de elementos distintos tienen propiedades distintas.
TEORIA CUANTICA DE PLANCK	La energía radiante de un cuerpo es emitida en cantidades definidas denominadas (cuantos).
ATOMO DE HIDROGENO DE BOHR	Los electrones sólo pueden ocupar ciertos niveles de energía alrededor del núcleo. Los electrones de cada nivel de energía no emiten ni absorben energía alguna. Un electrón puede cambiar de nivel de energía absorbiendo o emitiendo energía.
TEORIA ONDULATORIA DE BROGLIE	Cualquier partícula material se puede estudiar como si fuera de naturaleza ondulatoria.
TEORIA MODERNA	Principio de incertidumbre de Heisenberg. Ecuación de onda de Schrödinger Números cuánticos Principio de exclusión de Pauli Configuración electrónica de los elementos.

Objetivos específicos

- Al finalizar el estudio de este módulo, el alumno:
1. Identificará el modelo atómico del hidrógeno propuesto por Niels Bohr.
  2. Enunciará la hipótesis del Louis De Broglie y el principio de incertidumbre de Heisenberg.
  3. Señalará las implicaciones que tiene la ecuación de onda de Schrödinger en el comportamiento de los electrones de un átomo.
  4. Explicará el significado y los valores que pueden tomar cada uno de los números cuánticos en un átomo dado.
  5. Aplicará el principio de exclusión de Pauli en la obtención de las configuraciones electrónica y gráfica de un elemento dado.

8.1 NATURALEZA ONDULATORIA Y CORPUSCULAR DE LA LUZ. TEORIA CUANTICA DE PLANCK

Recordemos que la luz, es una forma de energía y tiene propiedades tanto ondulatorias como corpusculares. Podemos apreciar su naturaleza ondulatoria a través de los fenómenos de difracción e interferencia y su naturaleza corpuscular en el efecto fotoeléctrico.

Por su naturaleza ondulatoria, la luz puede definirse por su longitud de onda  $\lambda$  (distancia entre dos crestas sucesivas, ver figura 12), por su frecuencia  $\nu$ , (número de crestas que pasan por un punto dado en un segundo) y la velocidad de la luz  $c$ , que en el aire es la misma para todas sus frecuencias y expresarla matemáticamente como:

$$c = \lambda \nu$$

## ENERGIA DE UN ELECTRON EN LAS DIVERSAS ORBITAS DE UN ATOMO

NIVEL DE ENERGIA (n)	ENERGIA DEL ELECTRON (ev)
1	-13.6
2	- 3.4
3	- 1.51
4	- 0.85
-	-
-	-
-	-
$\infty$	0

Tabla 5

$$1 \text{ ev} = \text{un electrón - volt} = 1.602 \times 10^{-19} \text{ joule}$$

Aunque la teoría de Bohr explica las líneas del espectro de hidrógeno, no explica los espectros de los átomos de mayor masa y complejidad. Esto requiere la aplicación de la mecánica cuántica que nos proporciona un modelo matemático del átomo y no uno físico. No obstante, en Química se encuentra conveniente el uso de modelos físicos de los átomos, teniendo en cuenta que estos modelos no son exactos en todos sus detalles.

## 8.4 HIPOTESIS DE LOUIS DE BROGLIE

La tesis de la dualidad de la materia fue propuesta por Luis De Broglie (1929), en la cual, este físico francés sostiene que el comportamiento dual de la luz (onda-corpúsculo) no es exclusiva de esta forma de energía, sino que todas las partículas pueden ser estudiadas como si fueran de naturaleza ondulatoria.

La demostración de su hipótesis fue el hecho de que un haz de electrones puede ser difractado al atravesar un sólido cristalino en forma semejante a la difracción observada en la luz producida por una rejilla. También se ha podido observar el mismo fenómeno con haces de neutrones que son dirigidos a un cristal.

Los fenómenos de difracción descritos requieren de una teoría de carácter ondulatorio que nos permita estudiar a las partículas cuando experimentan dichos fenómenos y esta necesidad se cubre con la teoría de De Broglie.

## 8.5 PRINCIPIO DE INCERTIDUMBRE DE HEISENBERG

De acuerdo con la mecánica clásica, una partícula (electrón) ocupa una posición determinada en el espacio y posee una cantidad de movimientos que puede ser determinada, pero de acuerdo a la teoría ondulatoria, la localización del electrón se extiende sobre una cierta región del espacio y la posición del mismo dentro de ésta es imprecisa; lo mismo sucede con su velocidad. Hay incertidumbre acerca del comportamiento del electrón.

El principio de incertidumbre fue enunciado en 1926, por el físico alemán Werner Heisenberg, quien dijo que;

es imposible conocer al mismo tiempo la posición y la velocidad de un electrón dentro del átomo.

## 8.6 ECUACION DE ONDA DE SCHRÖDINGER

De acuerdo con el modelo de Bohr del hidrógeno, el electrón en el nivel de energía más bajo siempre gira alrededor del núcleo a una cierta distancia determinada por Bohr. Esto contradice al principio de incertidumbre, pues el radio (posición) de los electrones en ese nivel no puede conocerse con mucha exactitud.

Un modelo del átomo debe explicar los espectros de líneas, el comportamiento periódico de los elementos y no contradecir el principio de incertidumbre.

Erwin Schrödinger (1887-1961) trató de conciliar las tesis de Bohr, de De Broglie y el principio de incertidumbre, proponiendo un modelo matemático para describir el comportamiento del electrón, basándolo en la mecánica ondulatoria. Esta ecuación nos da los valores de los niveles de energía de Bohr; proporciona datos probabilísticos de la posición del electrón en el espacio atómico. La figura 15 representa la onda radial probable de Schrödinger para el electrón del átomo de hidrógeno.

El punto máximo de la curva representa la distancia del centro del núcleo al electrón en su nivel de menor energía,  $n = 1$ .

Nótese que este punto es la distancia más probable del átomo cuántico de Schrödinger; el resto de los valores representan otras probabilidades.



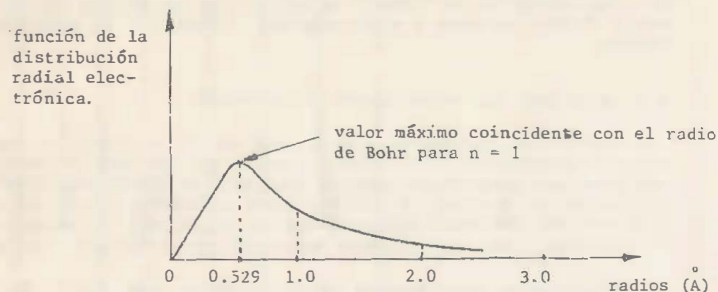


Figura 15

Onda radial probable del electrón del átomo de hidrógeno de acuerdo con la ecuación de onda de Schrödinger

En la figura 16 se representa el modelo del átomo de hidrógeno derivado de la Mecánica Cuántica. Esta corresponde a un solo electrón moviéndose alrededor del protón.

La concentración de puntos representa la probabilidad de la posición del electrón, la cual disminuye a medida que la distancia al núcleo aumenta. De acuerdo con la figura 16, el electrón podría estar en cualquier punto de la nube, es muy probable que se encuentre cerca del núcleo, siempre girando alrededor del mismo.

De manera que aunque la representación del átomo parece ser esférica, ésta puede ser de formas diferentes.

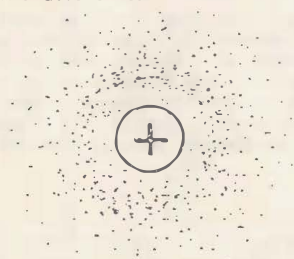


Figura 16

Probabilidad de posición de un electrón en el átomo de hidrógeno. (nube electrónica)

La zona ocupada por la nube electrónica es la región energética de manifestación probabilística. Esta región del espacio atómico recibe el nombre de orbital o Reempe.

Por lo que hemos visto puede decirse que los electrones del átomo de Schrödinger tienen niveles de energía probabilísticos. A estos niveles de energía se les designa con los valores del número cuántico principal, el cual se conoce por  $n$ .

Los valores para  $n$  son 1, 2, 3, 4, 5, 6 y 7, igual que en el átomo de Bohr. Observe que en el átomo cuántico se usa el término orbital, en vez del término órbita, para referirse a la región promedio atravesada por un electrón. Por lo que cada electrón (o par de electrones), ocupa un orbital.

## 8.7 NUMEROS CUANTICOS

Por medio de un conjunto de cuatro números, (números cuánticos), que se representan por las letras  $n$ ,  $l$ ,  $m$  y  $s$  se soluciona adecuadamente la ecuación de onda de Schrödinger; dichos números toman valores que dependen unos de otros. A continuación analizaremos cada uno de ellos.

### 8.7.1 NUMERO CUANTICO $n$

Es el mismo número empleado por Bohr para definir los niveles de energía de su modelo atómico.

A  $n$  se le conoce como número cuántico fundamental o principal y está relacionado con el volumen ocupado por la región de manifestación probabilística del electrón. Este número es debido al impulso lineal del electrón y es el número que indica el nivel energético principal del mismo.

Los valores de  $n$ , como va se indicó, son enteros del uno al siete.

### 8.7.2 NUMERO CUANTICO $l$

Este número se relaciona con la forma de la región u orbital de manifestación probabilística del electrón y es debido a su impulso angular.

Los valores que adquiere este número van desde 0 hasta  $n - 1$ ; luego estos valores son: 0, 1, 2, ...,  $n - 1$ , a los que se les asignan las letras s, p, d, f, g, h, respectivamente y nos indican la forma y el tamaño del orbital. Así para  $n = 1$ ,  $l = 0$ ; para  $n = 2$ ,  $l$  toma los valores 0 y 1; para  $n = 3$ ,  $l$  tiene los valores 0, 1 y 2; para  $n = 4$ ,  $l = 0, 1, 2$  y 3.

Para cada nivel de energía dado por el número fundamental  $n$ , corresponden los subniveles de energía fijados por los valores correspondientes de  $l$ .

Esto es, para el ejemplo de  $n = 4$  existen cuatro subniveles. Los orbitales  $s$  tienen forma esférica (ver figura 17.1), y su radio aumenta con el nivel energético fundamental; los orbitales  $p$  tienen forma de peras, (figura 17.2); los orbitales  $d$  tienen forma parecida a un lazo, (figura 17.3); los orbitales  $f$  no pueden describirse con claridad.

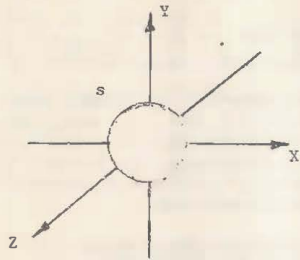


Figura 17.1

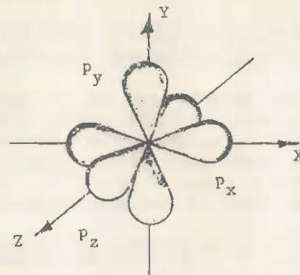


Figura 17.2

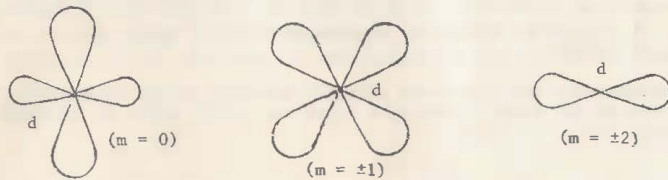


Figura 17.3

Tipos de orbitales atómicos.

Como el electrón se mueve libremente en tres dimensiones, las direcciones probables de los orbitales se orientan según los tres ejes perpendiculares  $X$ ,  $Y$ ,  $Z$ , del sistema de coordenadas empleado para localizar un punto.

Todos los orbitales que no sean  $s$  se orientan según los tres ejes, con origen en el núcleo; así los orbitales  $p$  orientados según el eje de las abscisas serán orbitales  $p_x$ , los orientados según el eje  $y$  serán  $p_y$  y los  $p_z$  son los orientados según el eje  $Z$ .

En el primer nivel energético sólo hay orbitales  $s$ , en el segundo nivel sólo hay orbitales  $s$  y  $p$ , en el tercero existen los orbitales  $s$ ,  $p$  y  $d$ , etc. Cuando representamos un electrón por  $1s$ , significa que su número cuántico fundamental es uno, o sea que está en el primer nivel energético y tiene forma esférica. Un electrón simbolizado por  $2s$ , está en el segundo nivel y también es esférico, pero su radio es mayor. Cuando re-

presentamos a un electrón por  $2p$  significa que está en el segundo nivel y su orbital es en forma de pera y si por  $2p_z$ , significa además que está orientado según el eje de las  $Z$ . Un electrón  $3d$ , estará en el tercer nivel y su forma parecida a un lazo.

### 8.7.3 NUMERO CUANTICO $m$

Por ser el electrón una partícula en movimiento, crea un campo magnético, y es un pequeño imán, por lo que se orienta en cualquier campo magnético externo; las diferentes orientaciones que puede tomar están definidas por el número cuántico magnético  $m$ .

El efecto de los campos magnéticos en los orbitales determina la cantidad de electrones que pueden estar en un átomo, al mismo nivel de energía. Dependiendo del valor de  $l$  en el campo magnético, el orbital primitivo se divide en uno o más subniveles.

El número de los subniveles de energía magnética está dado por  $2l + 1$ .

Para un orbital donde  $l = 2$ , habrá  $2 \times 2 + 1 = 5$  subniveles magnéticos. Cada uno se caracteriza por el número cuántico  $m$ , que puede tener valores desde  $-l$  a  $+l$  pasando por cero.

Para  $n = 4$  los subniveles se pueden desarrollar como sigue:

$$n = 4 \left\{ \begin{array}{l} l = 3, m = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3 \quad (7 \text{ subniveles}) \\ l = 2, m = -2, -1, 0, +1, +2 \quad (5 \text{ subniveles}) \\ l = 1, m = -1, 0, +1 \quad (3 \text{ subniveles}) \\ l = 0, m = 0 \quad (1 \text{ subnivel}) \end{array} \right.$$

Si  $l = 0$ , habrá sólo un subnivel magnético;  $m$  sólo podrá tener un valor que es 0. Como el valor de cero corresponde a un orbital de tipo  $s$ , éste será esférico y no estará afectado por un campo magnético.

Si  $l = 1$ , los subniveles son  $2 \times 1 + 1 = 3$  y  $m$  adquiere los valores  $-1, 0, +1$ ; el valor de uno corresponde a un orbital  $p$ , por lo que el subnivel  $p$  en un campo magnético puede tener tres orbitales.

## 8.7.4 NUMERO CUANTICO s

Los electrones tienen un movimiento rotacional sobre sí mismos denominado spin, definido por este cuarto y último número cuántico.

Sólo hay dos valores posibles para este número:  $s = -1/2$  o  $+1/2$ , dependiendo si el sentido de rotación es el de las manecillas del reloj o el contrario, ya que el sentido de giro de los electrones determina la dirección del campo magnético que producen.

Dos electrones en el mismo orbital tienen su número cuántico de spin opuesto, es decir giran en sentidos contrarios, se representan por  $\uparrow$  y  $\downarrow$  y se dice que están apareados.

Dos electrones en orbitales diferentes pueden tener el mismo número de spin y no están apareados, los cuales se pueden representar por  $\uparrow \uparrow$ . Para cada orbital designado por una combinación de valores  $n$ ,  $\ell$  y  $m$ , hay dos posibles estados de spin que corresponden al valor de  $+1/2$  y  $-1/2$  para  $s$  (ver figura 18).

n = 2	$\ell = 1$	m = 1	
		m = 0	
		m = -1	
	$\ell = 0$	m = 0	

Figura 18

Posibles estados de spin para una combinación de valores de  $n$ ,  $\ell$  y  $m$ .

## 8.8 PRINCIPIO DE EXCLUSION DE PAULI

El físico austriaco Wolfgang Pauli enunció su principio de exclusión para ayudar a comprender la estructura del átomo. Este principio establece:

que dos electrones de un mismo átomo no pueden tener sus cuatro números cuánticos iguales.

Así, si un electrón tiene los valores cuánticos  $n = 2$ ,  $\ell = 1$ ,  $m = 0$  y  $s = +1/2$ , un segundo electrón podrá tener  $n = 2$ ,  $\ell = 1$ ,  $m = 0$  y  $s = -1/2$ .

Como podemos usar las dos posibilidades del número  $s$ , no podemos tener un tercer electrón con los valores cuánticos  $n = 2$ ,  $\ell = 1$  y  $m = 0$ , debido a que un orbital está formado por una combinación de  $n$ ,  $\ell$  y  $m$ . De esta manera cada orbital tiene, a lo sumo, dos electrones con valores de spin  $s = +1/2$  y  $s = -1/2$ . En otras palabras el principio de exclusión de Pauli lo podríamos enunciar simplemente diciendo que:

ningún orbital puede tener más de dos electrones.

El principio de exclusión no se deriva de la Mecánica Cuántica y nadie ha podido explicar por qué debe ocurrir así, pero experimentalmente se ha comprobado su validez. Es algo parecido al hecho, también experimental, de que cargas eléctricas iguales se repelen, nadie sabe por qué, pero así ocurre.

Recordemos que los diferentes tipos de orbitales están determinados por los valores del número cuántico  $\ell$  y que los cuatro tipos de orbitales se designan por  $s$ ,  $p$ ,  $d$  y  $f$ .

NOTA: No confundir  $s$  con el número cuántico de spin  $s$  que se representa con la misma letra.

## NUMERO DE ELECTRONES PARA CADA SUBNIVEL DE ENERGIA

Subnivel	No. de orbitales	Total de electrones
s	1	2
p	3	6
d	5	10
f	7	14

Nivel de energía	n = 1		n = 2			n = 3			n = 4			
Orbitales	s	s	p	s	p	d	s	p	d	f		
Total de electrones en cada orbital	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14		
Total de electrones en cada nivel	2		8			18			32			

Tabla 6

Nos indica el número máximo de electrones en los primeros cuatro niveles de energía.

### 8.9 CONFIGURACION ELECTRONICA Y GRAFICA DE ALGUNOS ELEMENTOS

Con los conceptos de niveles y subniveles de energía se puede escribir la configuración que representa la estructura electrónica de los elementos.

Ejemplo



Donde el número tres representa el valor del número cuántico fundamental o principal  $n$ . La letra  $p$  representa uno de los subniveles de energía y el número cuatro representa el número de electrones en el subnivel. Así de acuerdo con la tabla periódica de los elementos, el hidrógeno es el elemento más sencillo con número atómico  $Z = 1$  por lo que sólo habrá un electrón en la región espacio de manifestación probabilística. Cuando el electrón esté en el nivel de energía en que  $n = 1$ , éste se localizará en el orbital  $1s$  y el hecho de que en el átomo de hidrógeno sólo hay un electrón lo escribimos  $1s^1$  a este simbolismo se le conoce como la configuración electrónica del hidrógeno. La representación gráfica sería:



En donde la raya horizontal representa un orbital electrónico, el  $1s$  indica de qué tipo de orbital se trata y la flecha  $\uparrow$  indica que sólo hay un electrón en el orbital y también es, como ya lo dijimos en párrafos

anteriores, el símbolo que indica uno de los sentidos de giro del electrón (spin).

El helio, que es el elemento siguiente en la tabla periódica de los elementos, tiene dos electrones y a los dos se les considera que están en el orbital  $1s$ . Su configuración electrónica la escribiríamos  $1s^2$  y la configuración gráfica sería:



Nótese que las flechas orientadas en sentido contrario indican que los dos electrones están girando en sentido opuesto.

El período 2 de la tabla periódica de los elementos se inicia con el litio, con  $Z = 3$ , es decir, tres electrones en el átomo. De acuerdo con el principio de exclusión de Pauli sólo puede haber dos electrones en cada orbital, entonces su configuración electrónica la escribiríamos  $1s^2 2s^1$  y gráficamente:



La línea divisoria vertical indica que existe una diferencia de energía entre los dos orbitales representados.

### 8.10 PRINCIPIO DE MAXIMA MULTIPLICIDAD

Antes de continuar con la configuración electrónica de los elementos, de hemos tomar en consideración otro principio general de la mecánica cuántica sobre el átomo y es que:

los electrones van llenando orbitales del mismo valor de energía uno tras otro antes de que ocurra el acoplamiento de electrones en el mismo orbital.

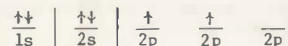
Este es el principio de máxima multiplicidad.

Con base en el principio de máxima multiplicidad y con fundamento en que los electrones de un átomo no excitado tiende a ocupar las posiciones de energía más bajas posibles, generalmente se acepta el siguiente orden de energía creciente de los orbitales; al que denominaremos (A):

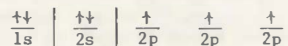
(A) :  $1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d$  y  $7p$ .



Ahora, para el carbono, que tiene seis electrones en su átomo, de acuerdo con la tabla 6 y el orden de energía (A), podemos escribir la configuración electrónica como:  $1s^2 2s^2 2p^2$  ó  $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$  y gráficamente tenemos:



Para el nitrógeno, con siete electrones en su átomo, de acuerdo con la tabla 6 y el orden de energía (A), podemos escribir la configuración electrónica como:  $1s^2 2s^2 2p^3$  ó  $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$  y gráficamente tenemos:



Con los elementos berilio, boro y neón se completa el período 2 de la tabla periódica de los elementos. Se deja al estudiante la elaboración de la configuración electrónica de éstos elementos, así como su representación gráfica.

NOTA: Para el estudiante interesado en la configuración electrónica de otro elemento, le sugerimos recurrir a alguna de las referencias bibliográficas indicadas al final de este fascículo.

#### Reactivos

Seleccione la respuesta correcta de cada una de las siguientes cuestiones, escribiendo la letra correspondiente en los paréntesis de la derecha.

- En el modelo atómico de Niels Bohr, el electrón:.....( )
  - Tiene un comportamiento ondulatorio.
  - Ocupa niveles energéticos determinados.
  - Se mueve en órbitas elípticas.
- De acuerdo al principio de Heisenberg:.....( )
  - Un haz de electrones es difractado al pasar por un sólido cristalino.
  - La energía de los electrones está cuantizada.
  - La posición de un electrón en el espacio es imprecisa.
- La ecuación de onda de Schrödinger nos permite:.....( )
  - Obtener datos probabilísticos de la posición del electrón en un átomo.
  - Asegurar que las órbitas de los electrones son circulares.
  - Determinar la posición exacta de un electrón en un átomo.
- El número cuántico que nos indica el sentido de giro de un electrón sobre su propio eje es.....( )
  - $l$
  - $m$
  - $s$
- La configuración electrónica del  $^{12}_6\text{C}$  es:.....( )
  - $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$
  - $1s^2 2s^2 2p_x^2$
  - $1s^2 2s^2 2p_y^2$

Seleccione la respuesta correcta a cada una de las siguientes preguntas escribiendo la letra correspondiente en el paréntesis de la derecha.

1. Magnitudes físicas relacionadas cuya cantidad total en el Universo se conserva.....( )
  - a) Densidad y volumen
  - b) Energía y peso
  - c) Densidad y peso
  - d) Energía y masa
2. Compuesto formado por dos átomos de aluminio y tres de oxígeno .....( )
  - a)  $(AlO)_3$
  - b)  $Al_3O_3$
  - c)  $Al_2O_3$
  - d)  $OAl_3$
3. En un recipiente se tiene un volumen de 4 litros de hidrógeno a 10 bar y  $20^\circ C$ . Si manteniendo la presión constante se eleva la temperatura del gas a  $50^\circ C$ , el volumen ocupado por el gas será .....( )
  - a) 5 litros
  - b) 4.4 litros
  - c) 10 litros
  - d) 2 litros
4. El volumen ocupado por una masa de gas es  $300\text{ cm}^3$  a una presión absoluta de 3 bar. Si dicho gas se comprime hasta un volumen de  $200\text{ cm}^3$  manteniendo su temperatura constante, la presión absoluta final del gas es.....( )
  - a) 1.5 bar
  - b) 5.5 bar
  - c) 4.5 bar
  - d) 4 bar
5. Un compuesto contiene 79.9% de carbono y 20.1% de hidrógeno. La fórmula del compuesto es.....( )
  - a)  $CH_3$
  - b)  $C_3H$
  - c)  $C_2H_2$
  - d)  $CH_2$
6. La fórmula del fosfato monosódico es  $H_2NaPO_4$ , su masa molar en g/mol es.....( )
  - a) 55.83
  - b) 158.95
  - c) 105.47
  - d) 119.97
7. Mediante la acción del cloro sobre la disolución de hidróxido potásico (KOH), y con suministro de energía en forma de calor, se obtiene el clorato potásico ( $KClO_3$ ), la reacción cualitativa es:  $KOH + Cl_2 \longrightarrow KClO_3 + ClK + H_2O$  La ecuación química balanceada de esta reacción es.....( )
  - a)  $2KOH + Cl_2 \longrightarrow 2KClO_3 + 2ClK + H_2O$
  - b)  $5KOH + 2Cl_2 \longrightarrow 2KClO_3 + ClK + 3H_2O$
  - c)  $6KOH + 3Cl_2 \longrightarrow KClO_3 + 5ClK + 3H_2O$
  - d)  $KOH + 6Cl_2 \longrightarrow 3KClO_3 + 3ClK + 2H_2O$
8. El compuesto formado por el radical  $SO_4^-$  y el sodio  $Na^+$  recibe el nombre de sulfato sódico, su fórmula es.....( )
  - a)  $Na_2SO_4$
  - b)  $Na_3SO_4$
  - c)  $NaSO_4$
  - d)  $Na_3(SO_4)_2$

9. El cloro está constituido por dos isótopos, uno de masa 34.9788 en la proporción de 75.59% y otro de masa 36.9777 en la proporción de 24.41%. La masa atómica del cloro es.....( )

- a) 34.981
- b) 35.000
- c) 36.983
- d) 35.467

10. La configuración electrónica del  $^{16}_8\text{O}$  es.....( )

- a)  $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2$
- b)  $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$
- c)  $1s^2 2s^2 3s^2 2p_x^2$
- d)  $1s^2 2s^2 3s^2 4s^2$

#### SOLUCIONES AL EXAMEN DE AUTOEVALUACION

- 1. d
- 2. c
- 3. b
- 4. c
- 5. a
- 6. d
- 7. c
- 8. a
- 9. d
- 10. b

UNIDAD I

MODULO 1

Reactivos

1. c
2. b
3. c
4. b

Problema

5. a

MODULO 2

Reactivos

1. c
2. b
3. b
4. a
5. c

UNIDAD II

MODULO 3

Reactivos

1. c
2. a
3. a

Problemas

4. b
5. d

MODULO 4

Reactivos

1. c
2. a
3. b

Problemas

4. d
5. b

UNIDAD III

MODULO 5

Reactivos

1. b
2. a
3. c

Problemas

4. c



MODULO 6

Reactivos

1. b
2. c
3. b
4. c
5. a



UNIDAD IV

MODULO 7

Reactivos

1. b
2. b
3. c
4. d
5. a

MODULO 8

Reactivos

1. b
2. c
3. a
4. c
5. a

## BIBLIOGRAFIA BASICA

QUIMICA GENERAL MODERNA  
J.A. Babor-José Ibarz  
Editorial Marín, S. A.  
España.

A.B.C DE QUIMICA  
Alvaro Rincón Arce y Alonso Rocha León  
Editorial Herrero  
México.

ATLAS DEL ATOMO  
M. Villaronga Maicas  
Ediciones Jover, S. A.

CURSO GENERAL DE QUIMICA  
Ignacio Puig  
Editora Nacional.

QUIMICA  
Choppin G.  
Publicaciones Cultural.